Е. Н. Френкель

Элементы общей, неорганической и органической химии

Химия
Самоучитель

Книга для тех, кто хочет сдать экзамены, а также понять и полюбить химию

Средняя и старшая школа.
Лучшие методики обучения

Е. Н. Френкель

Химия
Самоучитель

Книга для тех, кто хочет сдать экзамены, а также понять и полюбить химию

Элементы общей, неорганической и органической химии

ПРАЙМ

Издательство
АСТ
Москва

УДК 54(075.4)
ББК 24я7
Ф86

Все права защищены. Никакая часть данной книги не может быть воспроизведена в какой бы то ни было форме без письменного разрешения владельцев авторских прав.

Френкель, Евгения Николаевна.

Ф86 Химия. Самоучитель. Книга для тех, кто хочет сдать экзамены, а также понять и полюбить химию. Элементы общей, неорганической и органической химии / Е. Н. Френкель. — Москва : Издательство АСТ, 2017. — 351 с. — (Средняя и старшая школа. Лучшие методики обучения).

ISBN 978-5-17-099227-0

Самоучитель основан на методике, которую автор с успехом использует более 20 лет. С ее помощью множество школьников смогли поступить на химические факультеты и в медицинские вузы.

Эта книга — именно Самоучитель, а не Учебник. Вы не столкнетесь здесь с простым описанием научных фактов и свойств веществ. Материал структурирован таким образом, что, встретившись со сложными вопросами, которые вызывают затруднения, вы сразу же найдете пояснение автора. В конце каждой главы приводятся проверочные задания и упражнения для закрепления материала. Любознательному читателю, который просто хочет расширить свой кругозор, Самоучитель даст возможность освоить этот предмет «с нуля». Прочитав его, вы не сможете не влюбиться в эту интереснейшую науку — химию!

Макет подготовлен редакцией ПРАЙМ

ISBN 978-5-17-099227-0

© Френкель Е. Н., 2016
© ООО «Издательство АСТ», 2017

Оглавление

От автора 7

ЧАСТЬ 1. ЭЛЕМЕНТЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ 9

Глава 1. Основные понятия и законы предмета «Химия» 9
1.1. Простейшие понятия: вещество, молекула, атом, химический элемент 9
1.2. Простые и сложные вещества. Валентность 13
1.3. Уравнения химических реакций 17

Глава 2. Основные классы неорганических соединений 23
2.1. Оксиды 23
2.2. Кислоты 32
2.3. Основания 38
2.4. Соли 44

Глава 3. Элементарные сведения о строении атома 55
3.1. Структура Периодической системы Менделеева 55
3.2. Ядро атома. Изотопы 57
3.3. Распределение электронов в поле ядра атома 60
3.4. Строение атома и свойства элементов 65

Глава 4. Понятие о химической связи 73
4.1. Ионная связь 73
4.2. Ковалентная связь 75
4.3. Химическая связь и агрегатные состояния вещества. Кристаллические решётки 80

Глава 5. Скорость химической реакции 87
5.1. Зависимость скорости химической реакции от различных факторов 87
5.2. Обратимость химических процессов. Принцип Ле-Шателье 95

Глава 6. Растворы 101
6.1. Понятие о растворах 101
6.2. Электролитическая диссоциация 105
6.3. Ионно-молекулярные уравнения реакций 111
6.4. Понятие о pH (водородном показателе) 113
6.5. Гидролиз солей 116

Глава 7. Понятие об окислительно-восстановительных реакциях . . . 123

ЧАСТЬ 2. ЭЛЕМЕНТЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ 130

Глава 8. Общие свойства металлов 130
8.1. Внутреннее строение и физические свойства металлов . . . 131
8.2. Сплавы 133
8.3. Химические свойства металлов 135
8.4. Коррозия металлов 139

Глава 9. Щелочные и щёлочноземельные металлы 142
9.1. Щелочные металлы 142
9.2. Щелочноземельные металлы 145

Глава 10. Алюминий 153

Глава 11. Железо 158
11.1. Свойства железа и его соединений 158
11.2. Получение железа (чугуна и стали) 160

Глава 12. Водород и кислород 163
12.1. Водород 163
12.2. Кислород 165
12.3. Вода 166

Глава 13. Углерод и кремний 170
13.1. Строение атома и свойства углерода 170
13.2. Свойства соединений углерода 173
13.3. Строение атома и свойства кремния 176
13.4. Кремниевая кислота и силикаты 178

Глава 14. Азот и фосфор 182
14.1. Строение атома и свойства азота 182
14.2. Аммиак и соли аммония 184
14.3. Азотная кислота и её соли 187
14.4. Строение атома и свойства фосфора 189
14.5. Свойства и значение соединений фосфора 191

Глава 15. Сера 195
15.1. Строение атома и свойства серы 195
15.2. Сероводород 196
15.3. Сернистый газ и сернистая кислота 197
15.4. Серный ангидрид и серная кислота 198

Глава 16. Галогены 202
16.1. Строение атома и свойства галогенов 202
16.2. Соляная кислота 205

РАЗДЕЛ 3. ЭЛЕМЕНТЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ 209

Глава 17. Основные понятия органической химии 210
17.1. Предмет органической химии. Теория строения органических веществ 210

17.2. Особенности строения органических соединений 212
17.3. Классификация органических соединений 213
17.4. Формулы органических соединений 214
17.5. Изомерия 215
17.6. Гомологи 217
17.7. Названия углеводородов. Правила международной номенклатуры 218

Глава 18. Алканы 225
18.1. Понятие об алканах. 225
18.2. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия 225
18.3. Строение молекул 226
18.4. Свойства алканов 226
18.5. Получение и применение алканов 229

Глава 19. Алкены 232
19.1. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия 232
19.2. Строение молекул 234
19.3. Свойства алкенов 234
19.4. Получение и применение алкенов 238
19.5. Понятие об алкадиенах (диены) 239

Глава 20. Алкины 244
20.1. Определение. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия 244
20.2. Строение молекул 245
20.3. Свойства алкинов 246
20.4. Получение и применение ацетилена 248

Глава 21. Циклические углеводороды. Арены 251
21.1. Понятие о циклических углеводородах. Циклоалканы 251
21.2. Понятие об ароматических углеводородах 252
21.3. История открытия бензола. Строение молекулы 253
21.3. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия 255
21.4. Свойства бензола. 256
21.5. Свойства гомологов бензола 259
21.6. Получение бензола и его гомологов. 261

Глава 22. Спирты 263
22.1. Определение. 263
22.2. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия 264
22.3. Строение молекул 265
22.4. Свойства одноатомных спиртов 266
22.5. Получение и применение спиртов (на примере этилового спирта) 268
22.6. Многоатомные спирты. 269
22.7. Понятие о фенолах 271

Глава 23. Альдегиды 276
23.1. Определение. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия 276
23.2. Строение молекул 277
23.3. Свойства альдегидов 278
23.4. Получение и применение альдегидов на примере уксусного альдегида 280

Глава 24. Карбоновые кислоты 282
24.1. Определение 282
24.2. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия 283
24.3. Строение молекул 284
24.4. Свойства кислот 285
24.5. Получение и применение кислот 287

Глава 25. Сложные эфиры. Жиры 291

Глава 26. Углеводы 297

Глава 27. Азотсодержащие соединения 304
27.1. Амины 304
27.2. Аминокислоты 306
27.3. Белки 308

Глава 28. Понятие о полимерах 313

ЧАСТЬ 4. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ 316

Глава 29. Основные расчётные понятия 317

Глава 30. Задачи, решаемые по стандартным формулам 320
30.1. Задачи по теме «Газы» 320
30.2. Задачи по теме «Способы выражения концентрации растворов» 324

Глава 31. Задачи, решаемые по уравнениям реакций 330
31.1. Оформление расчётов по уравнениям реакций 330
31.2. Задачи по теме «Количественный состав смесей» 333
31.3. Задачи на «избыток–недостаток» 337
31.4. Задачи на установление формулы вещества 342
31.5. Задачи, в которых учитывается «выход» полученного вещества 349

От автора

Уважаемый читатель!

Предлагаемый вашему вниманию Самоучитель — не обычный учебник. В нём не просто излагаются какие-то факты, не просто описываются свойства веществ, как в обычном пособии. Эта книга **объясняет и учит**, особенно в тех случаях, если вы не можете или стесняетесь обратиться за разъяснениями к учителю.

Эта книга в виде рукописи использовалась с 1991 г. школьниками, и не было ни одного ученика, который бы «провалился» на экзамене по химии и в школе, и в вузах. Большинство из них начинало с «нуля»!

Самоучитель **рассчитан на** самостоятельную **работу ученика**. Главное, чтобы вы *отвечали* по ходу чтения на те *вопросы*, которые встречаются в тексте. Если вы не смогли ответить на вопрос, — читайте внимательнее ещё раз: все ответы имеются рядом.

Желательно также выполнять все задания которые встречаются по ходу объяснения нового материала, а также **задания ЕГЭ**, которые взяты из реальных сборников ФИПИ разных лет издания. В этом вам помогут многочисленные обучающие *алгоритмы*, которые есть в каждой части Самоучителя.

В Самоучителе приведены, в основном, схемы химических реакций. *Коэффициенты нужно расставлять самим*, даже если об этом не сказано в задании.

В конце каждой главы имеются *упражнения, вопросы и задачи*, которые проверяют степень усвоения предложенного материала. Если вы смогли, не подглядывая в текст главы, ответить на эти вопросы, сделать все упражнения, решить все задачи — замечательно. В противном случае ещё раз перечитайте главу.

В данной книге в последней главе приведены также способы решения базовых задач по химии. В случае затруднений при решении задачи, условие которой имеется в конце главы, найдите эту задачу среди *задач для самостоятельного решения* в главах 29–32, а потом посмотрите, как решается такая задача.

Изучив данный Самоучитель, вы сможете легко ответить на многие вопросы ЕГЭ и просто понять и, возможно, полюбить этот непростой, но очень интересный предмет ХИМИЯ.

Желаю успехов!

Часть 1. ЭЛЕМЕНТЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

Глава 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ПРЕДМЕТА «ХИМИЯ»

1.1. Простейшие понятия: вещество, молекула, атом, химический элемент

Что такое химия? Где мы встречаемся с химическими явлениями? Везде. Сама жизнь — это бесчисленное множество разнообразных химических реакций, благодаря которым мы дышим, видим голубое небо, ощущаем изумительный запах цветов...

Что изучает химия? Химия изучает вещества, а также химические процессы, в которых участвуют эти вещества.

Что такое вещество — понятно: это то, из чего состоит окружающий нас мир и мы сами. Но что такое химический процесс (явление)?

К **химическим явлениям** относятся процессы, в результате которых изменяется состав или строение молекул, образующих данное вещество. Изменились молекулы — изменилось вещество (оно стало другим!), — изменились его свойства:

- свежее молоко стало кислым;
- зелёные листья стали жёлтыми;
- сырое мясо при обжаривании изменило запах.

Все эти изменения — следствие сложных и многообразных химических процессов. Итак,

химия — это наука о веществах и их превращениях.

При этом исследуются не всякие превращения, а только такие, при которых

- обязательно изменяется состав или строение молекул;
- никогда не изменяется состав и заряд ядер атомов.

В этом определении встречаются такие понятия, как «*вещество*», «*молекула*», «*атом*». Разберём их подробнее.

Вещество — это то, из чего состоят окружающие нас предметы. Каждому абсолютно чистому веществу (таких в природе, кстати, не существует) приписывают определённую химическую формулу, которая отражает его состав, например:

- H_2O — вода;
- $Na_8[(AlSiO_4)_6SO_4]$ — лазурит.

Выше приведены молекулярные формулы двух веществ. Следует отметить, что далеко не все вещества состоят из молекул, так как существуют вещества, которые состоят из атомов или ионов. Например, алмаз состоит из атомов углерода, а обычная поваренная соль — из ионов Na^+ и ионов Cl^- (условная «молекула» — NaCl).

Наименьшая частица вещества, которая отражает его качественный и количественный состав, называется *молекулой*.

Молекулы состоят из атомов. Атомы в молекуле соединены при помощи химических связей. Каждый атом обозначается при помощи *символа* (химического знака):

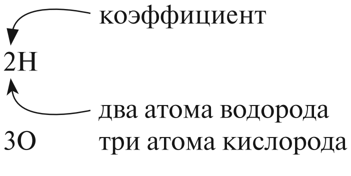
- H — атом водорода;
- O — атом кислорода.

Число атомов в молекуле обозначают при помощи *индекса:*

Примеры:

- O_2 — это молекула вещества кислорода, состоящая из двух атомов кислорода;
- H_2O — это молекула вещества воды, состоящая из двух атомов водорода и одного атома кислорода.

Но! Если атомы не связаны химической связью, то их число обозначают при помощи *коэффициента:*



Аналогично изображают число молекул:

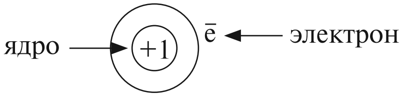
- $2H_2$ — две молекулы водорода;
- $3H_2O$ — три молекулы воды.

Почему атомы водорода и кислорода имеют разное название, разный символ? Потому что это атомы разных химических элементов.

Химический элемент — это частицы с одинаковым зарядом ядер их атомов.

Что такое ядро атома? Почему заряд ядра является признаком принадлежности атома к данному химическому элементу? Чтобы ответить на эти вопросы, следует уточнить: изменяются ли атомы в химических реакциях? Из чего состоит атом*?

Атом не имеет заряда, хотя и состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов:



атом водорода

В ходе химических реакций число электронов любого атома может изменяться, но заряд ядра атома в химических реакциях НЕ МЕНЯЕТСЯ!

Поэтому заряд ядра атома — своеобразный «паспорт» химического элемента. Все атомы с зарядом ядра +1 принадлежат химическому элементу под названием «водород». Атомы с зарядом ядра +8 составляют химический элемент «кислород».

Каждому химическому элементу присвоен химический *символ* (знак), порядковый *номер* в таблице Менделеева (порядковый номер равен заряду ядра атома); определённое *название* и, для некоторых химических элементов, особое прочтение символа в химической формуле (табл. 1).

Подведём итог. Вещества состоят из молекул, молекулы состоят из атомов, атомы с одинаковым зарядом ядра относятся к одному и тому же химическому элементу.

Но, если вещество состоит из молекул, то *любое изменение* состава или строения молекулы приводит к изменению самого вещества, его свойств.

---

* Подробнее о строении атома рассказано в главе 3.

Таблица 1

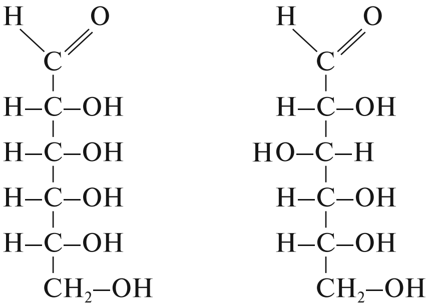
Символы (знаки) химических элементов

Номер	Символ	Прочтение в формуле	Название
1	H	аш	водород
6	C	це	углерод
7	N	эн	азот
8	O	о	кислород
9	F	фтор	фтор
11	Na	натрий	натрий
12	Mg	магний	магний
13	Al	алюминий	алюминий
14	Si	силициум	кремний
15	P	пэ	фосфор
16	S	эс	сера
17	Cl	хлор	хлор
19	K	калий	калий
20	Ca	кальций	кальций
23	V	ванадий	ванадий
24	Cr	хром	хром
25	Mn	марганец	марганец
26	Fe	феррум	железо
29	Cu	купрум	медь
30	Zn	цинк	цинк
35	Br	бром	бром
47	Ag	аргентум	серебро
50	Sn	станнум	олово
53	I	иод	иод
56	Ba	барий	барий
79	Au	аурум	золото
80	Hg	гидраргирум	ртуть
82	Pb	плюмбум	свинец

Вопрос. Чем отличаются химические формулы веществ: H_2O и H_2O_2?

Хотя по составу молекулы этих веществ отличаются на один атом кислорода, сами вещества по свойствам сильно отличаются друг от друга. Воду H_2O мы пьём и жить без неё не можем, а H_2O_2 — перекись водорода, пить нельзя, а в быту её используют для обесцвечивания волос.

Вопрос. А чем отличаются химические формулы веществ:



(А) и (Б)

Состав этих веществ — аллозы (А) и глюкозы (Б) — одинаков — $C_6H_{12}O_6$. Отличаются они строением молекул, в данном случае — расположением групп OH в пространстве. Глюкоза — универсальный источник энергии для большинства живых организмов, а аллоза практически не встречается в природе и не может быть источником энергии.

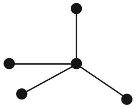
1.2. Простые и сложные вещества. Валентность

Вещества бывают простые и сложные. Если молекула состоит из атомов одного химического элемента, — это *простое вещество*:

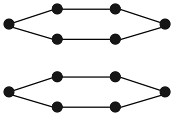
Ca, **Cl_2**, **O_3**, **S_8** и так далее.

Если в состав вещества входят атомы только одного химического элемента — это *простое* вещество. Причём некоторые

химические элементы образуют несколько простых веществ. Так, химический элемент кислород образует простое вещество «кислород» $\mathbf{O_2}$ и простое вещество «озон» $\mathbf{O_3}$*. А химический элемент углерод образует *четыре* простых вещества, причём ни одно из них не называется «углерод». Эти вещества отличаются пространственным расположением атомов:



- *алмаз* — атомы углерода находятся в вершинах воображаемых тетраэдров;



- *графит* — атомы углерода находятся в одной плоскости;

- *карбин* — атомы углерода образуют «нити».

В четвертой модификации «углерода» — *фуллерене* — атомы углерода образуют сферу, т. е. молекулы *фуллерена* напоминают мячик.

Существование элемента в виде нескольких простых веществ называется **аллотропией**. *Алмаз, графит, карбин, фуллерен* — аллотропные модификации элемента «углерод», а *кислород* и *озон* — аллотропные модификации элемента «кислород»

Таким образом, не следует путать эти понятия: «химический элемент» и «простое вещество», а также «молекула» и «атом».

Очень часто в письменных записях слова «молекула» или «атом» заменяют соответствующими символами, но не всегда правильно. Так, нельзя писать: «В состав воды входит H_2», так как речь здесь идёт о *химическом элементе* водороде — **H**. Нужно писать: «В состав воды входит (**H**)». Аналогично, правильной будет запись: «При действии металла на раствор кислоты выделится $\mathbf{H_2}$», т. е. *вещество* водород, молекула которого двухатомна.

---

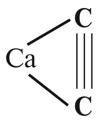
* В 2002 г. появилось сообщение о существовании ещё одного простого вещества кислорода — O_4.

Молекулы сложных веществ состоят из атомов разных химических элементов:

$$H_2O,\ NO,\ H_3PO_4,\ C_{12}H_{22}O_{11} \text{ и так далее.}$$

Как известно, в состав *сложных веществ* входят атомы разных химических элементов. Эти атомы соединяются между собой химическими связями: ковалентными, ионными, металлическими.

Способность атома образовывать определённое число *ковалентных* химических связей называется **валентностью**. (Подробнее см. главу 4 «Химическая связь».) Правильнее всего определять валентность по графическим или структурным формулам:



валентность Ca равна двум (II)

валентность C равна четырём (IV)

В таких формулах одна чёрточка обозначает одну ковалентную связь, т. е. «одну валентность». На практике чаще всего валентность определяют по молекулярной формуле, хотя здесь правильнее говорить о *степени окисления* элемента (см. главу 7). Иногда результат определения степени окисления соответствует реальному значению валентности, но бывают и неодинаковые результаты.

Задание 1.1. Определите «валентность» (степени окисления) атомов кальция и углерода по формуле CaC_2. Совпадает ли полученный результат с реальным значением валентности?

В устойчивой молекуле не может быть «свободных», «лишних» валентностей! Поэтому для двухэлементной молекулы число химических связей (валентностей) атомов одного элемента равно общему числу химических связей атомов другого элемента.

Валентность атомов некоторых химических элементов постоянна (табл. 2).

Для других атомов валентность* можно определить (вычислить) из химической формулы вещества.

---

* Строго говоря, по нижеизложенным правилам определяют не валентность, а *степень окисления* (см. главу 7). Но поскольку в некоторых соединениях числовые значения этих понятий совпадают, то иногда по формуле можно определять и валентность.

Таблица 2

Значение постоянных валентностей некоторых элементов

Валентность	Символы элементов
I	H, F, Ag, Na, K
II	O, Ca, Mg, Ba, Zn
III	Al

При этом следует учитывать изложенное выше правило о химической связи.

$$\overset{x}{\text{Mn}}\,\overset{\text{II}}{\text{O}_2}$$

$x \cdot 1 = 4$; $\text{II} \cdot 2 = 4$, где x — валентность Mn;
$x = 4$, то есть в этой химической формуле марганец *четырёхвалентен*.

Сделаем практические выводы.

1. Если один из атомов в молекуле одновалентен, то валентность второго атома равна числу атомов первого элемента (см. на индекс!):

$$\overset{\text{IV}}{\text{C}}\overset{\text{I}}{\text{H}_4}$$

2. Если число атомов в молекуле одинаково, то валентность первого атома равна валентности второго атома:

$$\overset{\text{II}}{\text{Ca}} \overset{\longrightarrow}{} \overset{\text{II}}{\text{S}}$$

3. Если у одного из атомов индекс отсутствует, то его валентность равна произведению валентности второго атома на его индекс:

$$\overset{?}{\text{S}}\overset{\leftarrow\text{II}}{\text{O}_3} \qquad \text{II} \cdot 3 = 6 \longrightarrow \text{SO}_3$$

4. В остальных случаях ставьте валентности «крест-накрест», т. е. валентность первого атома равна числу атомов второго элемента и наоборот:

$$\overset{\text{V}}{\text{P}_2}\overset{\text{II}}{\text{O}_5}$$

Задание 1.2. Определите валентности элементов в соединениях:

CO_2, CO, Mn_2O_7, Cl_2O, P_2O_3, AlP, Na_2S, NH_3, Mg_3N_2

Вначале укажите валентности атомов, у которых она *постоянна*! Аналогично определяется валентность атомных групп (OH), (PO_4), (SO_4) и так далее.

Задание 1.3. Определите валентности атомных групп (в формулах выделены курсивом):

$Ca(\mathit{OH})_2$, $Fe(\mathit{OH})_3$, $H_3\mathit{PO_4}$, $Ca_3(\mathit{PO_4})_2$, $H_2\mathit{SO_4}$, $Cu\mathit{SO_4}$

Обратите внимание! Одинаковые группы атомов (OH), (PO_4), (SO_4) имеют *одинаковые валентности во всех соединениях.*

Зная валентности атома или группы атомов можно **составить формулу соединения**. Для этого пользуются правилами:

- если валентности одинаковы, то и число атомов одинаково, т. е. индексы не ставим: $\overset{II}{C}\overset{II}{O}$
- если валентности *кратны* (одно число делится на другое), то число атомов элемента с меньшей валентностью определяем делением:

$$\overset{IV}{C}\overset{II}{O}_x \longrightarrow IV : II = 2 \longrightarrow \text{формула } CO_2$$

- в остальных случаях индексы определяют «крест-накрест»:

$$\overset{III}{Al}_2\overset{II}{O}_3$$

Задание 1.4. Составьте химические формулы соединений:

а) $\overset{III}{Cr}O$, $\overset{VI}{Cr}O$, $\overset{I}{N}O$, $\overset{II}{N}O$, $\overset{V}{P}O$, $Zn\overset{II}{S}$, $\overset{IV}{S}O$

б) $\overset{III}{Fe}(\overset{II}{SO_4})$, $\overset{II}{Cu}(\overset{I}{NO_3})$, $\overset{II}{Ca}(SO_4)$, $Mg(\overset{III}{PO_4})$

1.3. Уравнения химических реакций

Вещества, состав которых отражают химические формулы, могут участвовать в химических процессах (реакциях). Графи-

ческая запись, соответствующая данной химической реакции, называется *уравнением химической реакции*. Например, при сгорании (взаимодействии с кислородом) угля происходит химическая реакция:

$$C + O_2 = CO_2$$

Запись показывает, что один атом углерода C, соединяясь с одной молекулой кислорода O_2, образует одну молекулу углекислого газа CO_2. *Число атомов каждого химического элемента до и после реакции должно быть одинаково*! Это правило — следствие *Закона сохранения массы* вещества: **масса исходных веществ равна массе продуктов реакции**. Закон был открыт в 18-м веке *М. В. Ломоносовым* и, независимо от него, *А. Л. Лавуазье*.

Выполняя этот закон, необходимо в уравнениях химических реакций расставлять коэффициенты так, чтобы число атомов каждого химического элемента *не изменялось* в результате реакции. Например, при разложении бертолетовой соли $KClO_3$, получается соль KCl и кислород O_2:

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$

Число атомов калия и хлора одинаково, а кислорода — разное. Уравняем их:

$$2\ KClO_3 \rightarrow KCl + 3O_2$$

Теперь изменилось число атомов калия и хлора до реакции. Уравняем их:

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

Теперь между правой и левой частями уравнения можно поставить знак равенства:

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$

Полученная запись показывает, что при разложении **двух** молекул $KClO_3$ получается **две** молекулы KCl и **три** молекулы кислорода O_2. Число молекул показывают при помощи *коэффициентов*.

При подборе коэффициентов необязательно считать отдельные атомы. Если в ходе реакции не изменился состав

Bücher, Hörbücher und Hörspiele auf Deutsch- самый лучший паблик с книгами на немецком языке ВКонтакте, руководитель Иван Верещагин

некоторых атомных групп, то можно учитывать число этих групп, считая их единым целым:

$$CaCl_2 + Na_3PO_4 \rightarrow (CaPO_4) + (NaCl)$$

Последовательность действий такова:

1. Определим валентность исходных атомов и группы PO_4:

$$\overset{II}{Ca}\overset{I}{Cl_2} + \overset{I}{Na_3}\overset{III}{PO_4} \rightarrow ... + ...$$

2. Перенесём эти числа в правую часть уравнения:

$$\overset{II}{Ca}\overset{I}{Cl_2} + \overset{I}{Na_3}\overset{III}{PO_4} \rightarrow (\overset{II}{Ca}\overset{III}{PO_4}) + (\overset{I}{Na}\overset{I}{Cl})$$

3. Составим химические формулы полученных веществ по валентностям составных частей:

$$CaCl_2 + Na_3PO_4 \rightarrow \overset{II}{Ca_3}\overset{III}{(PO_4)_2} + NaCl$$

4. Обратим внимание на состав «самого сложного» соединения: $Ca_3(PO_4)_2$ и уравняем число атомов кальция (их три) и число групп PO_4 (их две):

$$3CaCl_2 + 2Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + NaCl$$

5. Число атомов натрия и хлора до реакции теперь стало равным шести; доставим соответствующий коэффициент:

$$3CaCl_2 + 2Na_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 6NaCl$$

Эти правила образуют **Алгоритм составления уравнений химических реакций обмена**, так как, пользуясь этой последовательностью, можно уравнять схемы многих химических реакций, за исключением более сложных окислительно-восстановительных реакций (см. главу 7).

Химические реакции бывают разных типов. Основными являются:

1. Реакции *соединения*:

$$A + B \rightarrow AB$$

Здесь из двух и более веществ образуется *одно* вещество:

$$Ca + C1_2 = CaCl_2$$

2. Реакции *разложения*:

$$AB \rightarrow A + B$$

Здесь из одного вещества получаются два вещества и более веществ:

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + CO_2 + H_2O$$

3. Реакции *замещения*:

$$A + BX \rightarrow AX + B$$

Здесь реагируют *простое* и *сложное* вещества, образуются также *простое* и *сложное* вещества, причём простое вещество замещает часть атомов сложного вещества:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu + FeSO_4$$

4. Реакции *обмена*:

$$AB + XY \rightarrow AY + XB$$

Здесь реагируют два *сложных* вещества и получаются два *сложных* вещества. В ходе реакции сложные вещества обмениваются своими составными частями:

$$Al(OH)_3 + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2O \text{ (это H–OH)}$$

Существуют и другие типы химических реакций.

Задание 1.5. Расставьте коэффициенты в предложенных выше примерах.

Задание 1.6. Расставьте коэффициенты и определите *тип* химической реакции:

$Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + H_2O$
$Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$
$HNO_3 + Cu(OH)_2 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O$
$P + O_2 \rightarrow P_2O_5$

ВЫВОДЫ по главе 1

Вещества бывают простые и сложные. Состав веществ показывают при помощи химических формул. Формулы веществ

составляют, учитывая валентности составных частей этих веществ. Запись химического процесса при помощи формул называется уравнением химической реакции. Химические реакции бывают разных типов: обмена, замещения, разложения, соединения и другие.

Вопросы и упражнения к главе 1

1. Что изучает химия?

2. Из каких частиц состоит вещество?

3. Дайте определения следующим понятиям: «молекула», «атом», «ион», «химический элемент».

4. Замените в следующих фразах слова «кислород» и «озон» соответствующими химическими символами или химическими формулами.

а) Рыбы дышат кислородом, растворённым в воде.

б) Кислород образует два простых вещества — кислород и озон.

5. Проставьте в следующих фразах вместо многоточия слова: «химический элемент», «простое вещество», «молекула», «атом».

а) ...водород — самый распространённый во Вселенной.

б) В состав ... воды входят два ... водорода.

в) При действии на кислоту металла выделяется ... водород.

6. Указать число атомов каждого химического элемента в соединениях:

$$Al_2S_3,\ CaS,\ MnO_2,\ NH_3,\ Mg_3P_2,\ SO_3,\ Ca(NO_3)_2.$$

7. Определите, какие из веществ являются простыми, а какие — сложными:

$$Na_2O,\ Na,\ O_2,\ CaCl_2,\ Cl_2.$$

Прочитайте формулы этих веществ.

8. Выучите значение постоянных валентностей некоторых элементов (табл. 2). Составьте химические формулы веществ, обозначив в формулах значение постоянных валентностей:

а) $Na\overset{III}{N}$, $Al\overset{II}{S}$, $\overset{III}{P}H$, $Mg\overset{I}{Cl}$, $\overset{IV}{S}O$, $\overset{III}{N}O$;

III II I II II I

б) $NaPO_4$, $ZnSO_4$, $CaNO_3$, $KSiO_3$, $CuOH$.

9. Определите валентность химических элементов в соединениях:

N_2O, Fe_2O_3, PbO_2, N_2O_5, HBr, SiH_4, H_2S, MnO, Al_2S_3.

10. Расставьте коэффициенты и укажите тип химической реакции:

а) $Mg + O_2 \rightarrow MgO$

б) $Al + CuCl_2 \rightarrow AlCl_3 + Cu$

в) $NaNO_3 \rightarrow NaNO_2 + O_2$

г) $AgNO_3 + BaCl_2 \rightarrow AgCl + Ba(NO_3)_2$

д) $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$

е) $KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + H_2O$

ж) $CH_4 \rightarrow C_2H_2 + H_2$

Глава 2. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

2.1. Оксиды

Оксиды — *сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов двух химических элементов, один из которых* — кислород. Атом кислорода в оксидах всегда имеет степень окисления –2.

Определите, какое из следующих соединений — оксид:

$$PH_3, H_3PO_4, P_2O_5.$$

Оксидом является последнее соединение — P_2O_5 (в состав PH_3 не входит атом кислорода, а в состав H_3PO_4 входят атомы *трёх* химических элементов: H, P, O).

Оксиды называют по схеме:

оксид чего? (название элемента).

Например: CaO — оксид кальция.

Если оксид образован химическим элементом с *переменной* валентностью, то после названия элемента, нужно указать его валентность.

Например: Fe_2O_3 — оксид железа III,
FeO — оксид железа II.

Задание 2.1. Среди следующих соединений найдите оксиды и назовите их:

$$N_2O_3, NH_3, MnO_2, H_2O, HCl, NaOH, Na_2O, P_2O_5, H_2SO_4.$$

Задание 2.2. Составьте формулы следующих оксидов: оксид хрома III, оксид углерода IV, оксид магния, оксид серы VI, оксид азота V, оксид калия, оксид марганца VI.

Многие оксиды могут реагировать с кислотами или основаниями. Продуктами таких реакций являются соли. Поэтому такие оксиды называются *солеобразующими*.

Однако существует небольшая группа оксидов, которые к таким реакциям не способны. Такие оксиды называются *несолеобразующими*:

$$H_2O, CO, N_2O, NO, F_2O.$$

Задание 2.3. Назовите эти несолеобразующие оксиды.

Некоторые оксиды имеют особые (тривиальные) названия:

H_2O — вода,
CO — угарный газ,
CO_2 — углекислый газ и др.

Солеобразующие оксиды делятся на три группы: **основные, кислотные, амфотерные**.

Точно установить характер оксида можно, только изучая его химические свойства. Например, кислотные оксиды реагируют с основаниями и не реагируют с кислотами. Основные оксиды реагируют с кислотами и не реагируют с основаниями. Амфотерные оксиды могут реагировать и с кислотами, и с основаниями, причём, реагируя с кислотами, они проявляют свойства основных оксидов, а реагируя с основаниями, — кислотных.

Отсюда вывод: *в химических реакциях участвуют вещества с противоположными свойствами:*

- основание и кислота;
- металл и неметалл;
- окислитель и восстановитель.

Впрочем, последние два случая мы рассмотрим позднее (см. главы 2.4 и 7).

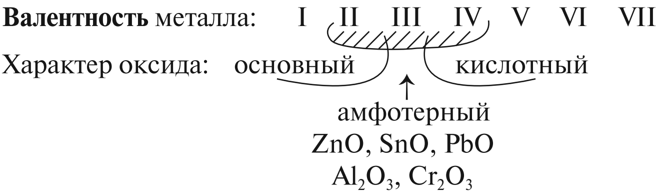
Поэтому, если определить по формуле оксида, какими свойствами он обладает, — можно предсказать, возможна ли эта реакция или нет! Но КАК это сделать?

Вот некоторые *правила*:

- неметаллы образуют только кислотные оксиды*;
- металлы могут образовывать разные оксиды — основные, амфотерные, кислотные — в зависимости от валентности металла.

* Обратите внимание, что и безразличные оксиды образуются только *неметаллами*.

Предсказать свойства оксида металла может помочь эта схема.



Итак, основные оксиды металлов от кислотных оксидов металлов отличить легко: малая валентность металла — *основный* оксид; большая — *кислотный*. Но как быть с амфотерными оксидами? «Любимая» валентность металлов в этих оксидах — III. Но есть и исключения. Поэтому желательно **запомнить** формулы наиболее часто встречающихся амфотерных оксидов:

$$ZnO, Al_2O_3, SnO, PbO, Cr_2O_3.$$

Задание 2.4. Назовите эти амфотерные оксиды.

Задание 2.5. Классифицируйте нижеприведённые оксиды:

$$V_2O_5, SO_2, ZnO, Fe_2O_3, SO_3, CO_2, Li_2O, FeO, Al_2O_3, H_2O, BaO.$$

Упражнение рекомендуется выполнить по схеме:

- определить, не является ли данный оксид несолеобразующим;
- определить, какой элемент входит в состав оксида: металл или неметалл, для чего выписать из таблицы Менделеева символы *элементов – неметаллов*: они расположены в главных подгруппах выше линии БОР — АСТАТ и на этой линии. Это:

				H
B	**C**	**N**	**O**	**F**
	Si	**P**	**S**	**Cl**
		As	**Se**	**Br**
			Te	**I**
				At

Рис. 1. Неметаллы в Периодической системе химических элементов Менделеева

- если в состав оксида входит атом **неметалла** — то оксид **кислотный**;

- для атома *металла* определить *валентность*, и по схеме определить характер оксида: основный, амфотерный или кислотный.

Например:

- Cr_2O_3 — амфотерный, так как хром — металл с низкой валентностью III;
- N_2O_3 — кислотный оксид, так как азот — неметалл;
- CrO_3 — кислотный оксид, так как хром — металл с высокой валентностью VI.

Зная характер оксида, можно описать его свойства.

Свойства кислотных оксидов

1. Кислотные оксиды, кроме SiO_2, реагируют с водой, образуя *кислоту*:

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$

Чтобы составить формулу кислоты, нужно «сложить» все атомы исходных веществ, записывая на *первом месте* символ водорода, на втором — символ элемента, образующего оксид, и на последнем — символ кислорода. Если индексы получились чётными, их можно сократить:

$$N_2O_3 + H_2O \rightarrow H_2N_2O_4, \text{ или } 2HNO_2$$

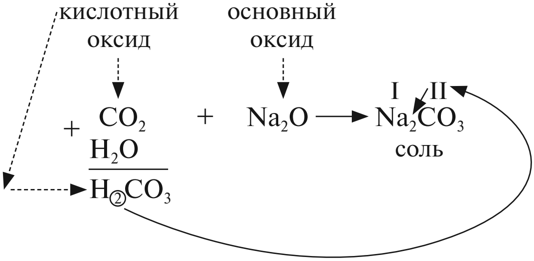
Эти же реакции можно записать в виде «арифметического примера»:

$$+\begin{array}{l} CO_2 \\ \underline{H_2O} \\ H_2CO_3 \end{array} \qquad +\begin{array}{l} \quad N_2O_3 \\ \underline{H_2 \quad O} \\ H_2N_2O_4 \longrightarrow 2HNO_2 \end{array}$$

Задание 2.6. Составьте уравнения реакций с водой для кислотных оксидов из задания 2.5, зная, что реакции идут по **схеме**:

кислотный оксид + вода → кислота

2. Кислотные оксиды реагируют *с основными оксидами*, образуя соль соответствующей кислоты, т. е. кислоты, которая образуется при взаимодействии этого оксида с водой (см. выше):



Для того чтобы составить такое уравнение, нужно:

- составить формулу кислоты («прибавив» к молекуле оксида молекулу воды);
- определить валентность кислотного остатка (это часть молекулы кислоты без атомов водорода). В данном случае кислотный остаток имеет состав CO_3, его валентность равна числу атомов водорода в кислоте, т. е. II;
- составить формулу соли, записав *вместо* атомов водорода атом *металла* из основного оксида с его валентностью (в данном случае — натрий);
- составить формулу соли по валентности металла и кислотного остатка.

Задание 2.7. Составьте уравнения реакций с оксидом кальция кислотных оксидов из задания 2.5, зная, что реакции идут по **схеме**:

кислотный оксид + основный оксид → соль

3. Кислотные оксиды реагируют с *основаниями*, образуя *соль* соответствующей кислоты и *воду*:

$$\frac{CO_2 + H_2O}{H_2CO_3} + \underset{\text{основание}}{Ba(OH)_2} \longrightarrow \underset{\text{соль}}{\overset{\text{II}\;\;\text{II}}{BaCO_3}} + H_2O$$

Принципы составления уравнения те же, что и для реакций с основными оксидами (см. пункт 2).

Задание 2.8. Составьте уравнения реакций с гидроксидом натрия NaOH кислотных оксидов из задания 2.5, зная, что реакции идут по **схеме**:

кислотный оксид + основание → соль + вода

ЗАПОМНИТЕ! *Кислотные* оксиды и с *кислотами* и *кислотными* оксидами НЕ РЕАГИРУЮТ!

Свойства основных оксидов

1. Основные оксиды реагируют *с водой*, образуя *основание*. Реакция происходит, если получающееся основание растворимо в воде.

Общая формула оснований **Me(OH)*x***, где *x* — валентность металла, равная числу OH групп.

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

$$Fe_2O_3 + H_2O \not\rightarrow ?$$

Последняя реакция не идет, так как основание $Fe(OH)_3$ нерастворимо в воде. Растворимость веществ в воде можно определить по таблице растворимости (рис. 2).

	K^+	Ca^{2+}	Fe^{3+}	
OH^-	р	м	н	
Cl^-	р	р		
CO_3^{2-}	р	н		

Условные обозначения:
р — растворимо в воде;
м — малорастворимо в воде;
н — нерастворимо в воде;

р и м — реагируют с водой.

Рис. 2. Таблица растворимости (фрагмент)

При определении возможности протекания данной реакции можно использовать и другое правило.

Основный оксид реагирует с водой, если он образован активным металлом. Такие металлы стоят в ряду напряжений **до** магния (см. табл. 3).

Li K Ba Ca Na Mg...

Задание 2.9. Составьте уравнения реакций с водой для *основных* оксидов из задания 2.5, зная, что реакции идут по **схеме**:

основный оксид + вода → основание

2. Основные оксиды реагируют *с кислотами*, образуя *соль* и *воду*:

II I II I

$$CaO + 2\,HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$$

оксид основный — кислота — соль

Обратите внимание: при составлении формулы соли нужно вместо атомов водорода в формуле кислоты написать символ металла, а затем составить полученную формулу по валентности.

Задание 2.10. Составьте уравнения реакций с H_2SO_4 для основных оксидов из задания 2.5, зная, что реакции идут по **схеме**:

основный оксид + кислота → соль + вода

3. Основные оксиды реагируют с *кислотными оксидами*, образуя *соль* (см. задание 2.7).

4. Некоторые основные оксиды реагируют при нагревании с водородом, при этом образуется металл и вода:

$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$$

ЗАПОМНИТЕ! *Основные* оксиды с *основаниями* и *основными* оксидами НЕ РЕАГИРУЮТ!

Таблица 3

Растворимость солей, кислот и оснований в воде

Ионы	H^+	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}
OH^-		Р	Р	–	Р	М	М	Н	Н	М	Н	Н
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р
S_2^-	Р	Р	Р	Н	Р	–	–	Н	Н	Н	Н	–
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	М	Р	Р
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Н	–	Н	–	–
SiO_3^{2-}	Н	Р	Р	–	Н	Н	Н	Н	–	Н	–	–
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Р — растворимые; М — малорастворимые; Н — нерастворимые; – — разлагаются под водой или не существуют

Ряд активности металлов/электрохимический ряд напряжений

активность металлов уменьшается →

Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au

ВЫВОД. *В реакцию легче всего вступают вещества с противоположными свойствами*, и не вступают в реакцию вещества со сходными свойствами.

Свойства амфотерных оксидов

Амфотерные оксиды (от греч. amphi — двойной) проявляют двойственные свойства: они могут реагировать и с кислотами, и с основаниями (точнее, со щелочами). При этом образуются *соль* и *вода*.

Например,

$$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$$

оксид *амфотерный* как *основный* оксид; кислота; соль

$$ZnO + 2KOH \rightarrow \overset{I}{K_2}\overset{II}{ZnO_2} + H_2O$$

как *кислотный* оксид; основание

$$ZnO + H_2O \not\rightarrow H_2\overset{II}{ZnO_2}{}^{*}$$

Задание 2.11. Составьте уравнения реакций с KOH и с HNO_3 для амфотерных оксидов из задания 2.5.

Задание 2.12. С какими веществами (H_2O, NaOH, HCl) могут реагировать оксиды:

$$Cr_2O_3,\ CrO,\ SO_3,\ V_2O_5?$$

Составьте уравнения необходимых реакций. При составлении уравнений реакций помните:

- реагируют вещества с противоположными свойствами;
- сначала определите, какой это оксид (см. задание 2.5);
- затем, исходя из свойств этого оксида, составьте уравнения, пользуясь схемами заданий 2.6—2.10 и выше-

* Такая реакция не происходит, но эта схема позволяет определить состав «кислотного остатка» и его валентность, а затем составить химическую формулу соли.

Bücher, Hörbücher und Hörspiele auf Deutsch- самый лучший паблик с книгами на немецком языке ВКонтакте, руководитель Иван Верещагин

приведенными уравнениями реакций для амфотерных оксидов.

Способы получения оксидов

Оксиды могут быть получены при разложении некоторых кислот, оснований, солей:

$$H_2SO_3 \rightarrow SO_2 + H_2O$$
$$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$$
$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow H_2O + CO_2 + CaCO_3$$

Оксиды обычно получают при *сгорании* в кислороде простых и сложных веществ:

$$Mg + O_2 \rightarrow MgO$$
$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$
$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

Обратите внимание! При сгорании сложных веществ образуются оксиды элементов, которые входят в его состав. Исключение составляют только азот и галогены (F, Cl, Br, I), которые выделяются в виде простых веществ. Например:

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$
$$NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$$

ВЫВОДЫ по главе 2.1

Молекулы оксидов состоят из атомов двух элементов.

Один из этих элементов — кислород.

Оксиды, образующие соли, бывают кислотные, амфотерные и основные.

Оксиды реагируют с веществами, которые проявляют *противоположные* свойства.

*Основ*ные оксиды — с *кислот*ными оксидами или *кислот*ами.

Кислотные оксиды — с *основ*ными оксидами или *основ*аниями.

Амфотерные — и с кислотами, и с основаниями (щелочами).

В каждой из таких реакций образуется соль и вода.

2.2. Кислоты

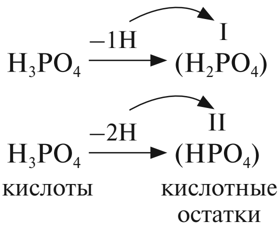
Кислоты — это сложные вещества, в состав молекул которых входит активный атом водорода и кислотный остаток. Этот активный атом водорода в химических реакциях способен замещаться на атом металла, в результате чего *всегда* получается соль.

В формулах *неорганических кислот* этот атом водорода записывается *на первом месте**:

$KHCO_3$	H_2CO_3	KOH
не кислота	кислота	**не** кислота

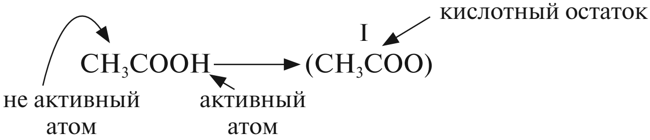
В состав любой кислоты кроме атомов водорода входит *кислотный остаток*. Кислотный остаток — это часть молекулы кислоты без атомов водорода (которые могут быть замещены на атом металла). **Валентность кислотного остатка** *равна числу таких атомов водорода*:

При определении валентности кислотного остатка учитываются те атомы водорода, которые участвовали в реакции или могут участвовать в ней. Так, фосфорной кислоте H_3PO_4, в зависимости от условий, могут соответствовать кислотные остатки иного состава:



У органических кислот не все атомы водорода в молекуле способны замещаться на атом металла:

* В химических формулах *органических кислот* атом водорода стоит в конце, например, $CH_3–COOH$ уксусная кислота.



Задание 2.13. Определите состав и валентность кислотных остатков для **кислот**, учитывая, что **все** атомы водорода кислот участвуют в реакции:

$$HNO_3,\ H_2S,\ NaHCO_3,\ H_2SO_3,\ KOH,\ HMnO_4.$$

По *числу атомов водорода* кислоты делят на *одноосновные* и *многоосновные*:

- HC1 — *одно*основная, так как *один* атом водорода;
- H_2CO_3 — *двух*основная, так как *два* атома водорода.

По *составу* кислоты делят на:

- бескислородные: HCl, H_2S;
- кислородсодержащие: HClO, H_2SO_4.

Бескислородные кислоты представляют собой растворы некоторых газов в воде, при этом и растворённому газу, и полученному раствору приписывают одинаковые свойства, хотя это не так. Например, из простых веществ водорода и хлора получается газ хлороводород:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

Этот газ не проявляет кислотных свойств, если он **сухой**: его можно перевозить в металлических ёмкостях, и никакой реакции не происходит. Но при растворении хлороводорода в воде получается раствор, который проявляет свойства сильной кислоты, её перевозить в металлических ёмкостях нельзя! Этот раствор называется «**соляная кислота**».

Названия бескислородных кислот составляют по принципу:

«ЭЛЕМЕНТ» + «ВОДОРОД»ная кислота

- H_2S — сероводородная кислота (это раствор газа сероводорода в воде);
- HCl — хлороводородная (соляная) кислота (это раствор газа хлороводорода в воде);
- HF — фтороводородная (плавиковая) кислота (это раствор газа фтороводорода в воде).

Кислородсодержащие кислоты могут быть получены при действии воды на кислотные оксиды (см. задание 2.6).

Исходные кислотные оксиды называются «АНГИДРИДЫ кислот»:

$$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$$

метафосфорная кислота

Метафосфорная кислота неустойчива и, присоединяя воду, превращается в более устойчивую кислоту:

$$HPO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$$

ортофосфорная кислота (фосфорная кислота)

или в суммарном виде:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$$

Таким образом, P_2O_5 — *ангидрид* фосфорной кислоты, а также некоторых других, менее устойчивых кислот.

Обратите внимание: название кислородосодержащей кислоты содержит в виде корня название элемента, входящего в состав ангидрида:

фосфор P → P_2O_5 → H_3PO_4, *фосфор*ная кислота.

Если элементу соответствуют несколько кислот, то для кислоты с *большей валентностью* элемента, входящего в состав ангидрида, в названии употребляют суффикс «**Н**» или «**В**». Для кислот с *меньшей валентностью* элемента в названиях добавляют еще один суффикс «**ИСТ**».

Валентность элемента проще всего определять по формуле ангидрида:

N ↗ $\overset{III}{N_2O_3}$ → HNO_2 *азот***ист***ая*

N ↘ $\overset{V}{N_2O_5}$ → HNO_3 *азот***н***ая*

S ↗ $\overset{IV}{SO_2}$ → H_2SO_3 *серн***ист***ая*

S ↘ $\overset{VI}{SO_3}$ → H_2SO_4 сер**н**ая

Обратим внимание, что в названии сернистой кислоты основной суффикс -ИСТ-, а суффикс -Н- введён дополнительно для благозвучия.

Сведём всё известное о названиях кислот в таблицу 4.

Таблица 4

Состав и названия кислот

Ангидрид	Кислота	Название
нет	HC1	Соляная, хлороводородная
CO_2	H_2COз	Угольная
SiO_2	?	Кремниевая
N_2O_3	?	Азотистая
N_2O_5	?	Азотная
SO_2	?	?
SO_3	?	?
P_2O_5	?	?
CrO_3	?	Хромовая
нет	H_2S	Сероводородная

Задание 2.14. Заполнить табл. 4, заменив знаки вопросов формулами и названиями соответствующих кислот.

Задание 2.15. Напишите НА ПАМЯТЬ формулы кислот: кремниевой, сернистой, серной, сероводородной, азотистой, азотной, соляной, фосфорной, угольной.

Укажите ангидриды этих кислот (там, где они существуют).

Свойства кислот

Главным свойством **всех** кислот является их способность образовывать **соли**. Соли образуются в любой реакции, в которой участвует кислота, при этом замещаются активные атомы водорода (один, все или несколько).

1. *Кислоты реагируют с* металлами. При этом атом водорода кислоты замещается на атом металла — в результате образуется растворимая *соль** и *водород*:

* Если образуется *нерастворимая* соль, то эта соль закрывает поверхность металла и реакция останавливается.

$$\overset{}{Mg} + \overset{II}{H_2SO_4} \longrightarrow \overset{II\ II}{MgSO_4} + H_2\uparrow$$

металл до «Н» — соль (р)

Не все металлы способны вытеснять водород из растворов кислот: этот процесс возможен только для тех металлов, которые стоят в ряду напряжений *ДО водорода* (рис. 3 или таблица 3).

РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li K Ba Ca Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag

вытесняют водород из растворов кислот (Li … Pb) — не вытесняют водород (Cu, Hg, Ag)

у б ы в а е т   а к т и в н о с т ь   м е т а л л о в →

Рис. 3. Ряд напряжений

Задание 2.16. Составьте уравнения возможных реакций:
серная кислота + алюминий →
соляная кислота + серебро →
бромоводородная кислота + цинк →

При составлении уравнений пользуйтесь рядом напряжений и **схемой реакции**:

кислота + металл (*до водорода*) → соль + водород

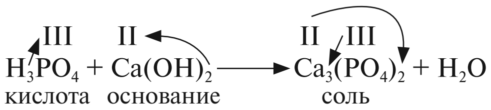
Не забывайте, составляя формулы солей, учитывать валентность металла и кислотного остатка.

Некоторые кислоты могут растворять металлы, которые стоят в ряду напряжения после водорода, но *водород при этом не выделяется*:

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$$

2. Кислоты реагируют с *основаниями*, образуя *соль* и *воду**. Это реакция обмена, и поэтому валентность составных частей в результате реакции *не меняется*:

* Реакция между кислотой и основанием называется **реакцией нейтрализации**.



Расставим коэффициенты:

$$2H_3PO_4 + 3Ca(OH)_2 = Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$$

Задание 2.17. Составьте аналогичные уравнения реакций по **схеме**:

кислота + основание → соль + вода

для:

- серной кислоты и $Fe(OH)_3$;
- соляной кислоты и $Ba(OH)_2$;
- сернистой кислоты и NaOH.

Не забудьте:

- составить формулу соли по валентности металла и кислотного остатка;
- расставить коэффициенты.

3. Кислоты могут реагировать *с солями*. При этом сильная кислота вытесняет более слабую из её соли.

К *сильным* кислотам относятся: **серная, азотная, соляная** и др.

К *слабым* кислотам относятся: угольная, кремниевая, сероводородная, азотистая.

Происходит реакция обмена: образуется новая *соль* и новая *кислота*.

$$2HNO_3 + CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2CO_3$$

соль **слабой** кислоты **H_2CO_3**

Более подробно о подобных реакциях см. в главе 6.

Задание 2.18. Составьте НА ПАМЯТЬ формулы: а) сильных, б) слабых кислот.

Задание 2.19. Составьте уравнения реакций по **схеме**:

(более сильная) **кислота + соль** →
соль + кислота (более слабая):

- соляная кислота + $FeS \rightarrow$
- азотная кислота + $Na_2SiO_3 \rightarrow$
- серная кислота + $K_2CO_3 \rightarrow$

4. И, наконец, выяснив свойства кислот, зададим себе вопрос: а можно ли обнаружить кислоту в растворе? Например, в одном стакане налита вода, а в другом — раствор кислоты. Как определить, где кислота? Хотя многие кислоты *кислые на вкус*, пробовать их НЕЛЬЗЯ — это опасно! Выручают особые вещества — ИНДИКАТОРЫ. Это соединения, которые *изменяют цвет* в присутствии кислот:

синий ЛАКМУС становится **красным**;
оранжевый МЕТИЛОРАНЖ тоже становится **красным**.

ВЫВОДЫ по главе 2.2

Кислоты классифицируются:

- по *числу атомов водорода* на одноосновные, двухосновные и т. д.,
- по *наличию атома кислорода* в составе молекулы на бескислородные и кислородсодержащие,
- по *силе* на сильные и слабые,
- по *устойчивости* на устойчивые и неустойчивые.

Кислоты реагируют:

- с активными металлами (до «H»),
- с основаниями,
- с основными и амфотерными оксидами,
- с солями более слабых кислот.

Кислоты обнаруживаются индикаторами в кислой («красной») области.

2.3. Основания

Основания — это сложные соединения, в состав молекул которых входит атом металла и гидроксогруппа OH:

$$\overset{n}{Me}(OH)_n$$, где n — число групп OH и валентность металла.

Валентность OH-группы равна I.

Основания называют по схеме:

гидроксид (чего?) металла (*n*),

где *n* — переменная валентность металла.

Например:

- $Ca(OH)_2$ — гидроксид кальция,
- $Fe(OH)_3$ — гидроксид железа (III),
- NH_4OH — гидроксид аммония.

Обратите внимание. В состав последнего основания не входит атом металла. Это исключение. Валентность группы NH_4 (*аммоний*) равна I.

Основания бывают *растворимые в воде* и *нерастворимые в воде*. Это легко определить по таблице растворимости.

Растворимые в воде основания называются ЩЕЛОЧАМИ В состав щелочей входят атомы *активных* металлов (они находятся в начале ряда напряжений, до магния). Гидроксид аммония тоже относится к щелочам, так как существует только в растворах.

Задание 2.20. Составьте, пользуясь таблицей растворимости или рядом напряжений, химические формулы 2–3 щелочей.

Свойства и способы получения щелочей

Щёлочи можно *получить* действием активного металла (K, Na, Ca, Ba) или его оксида на воду:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$$

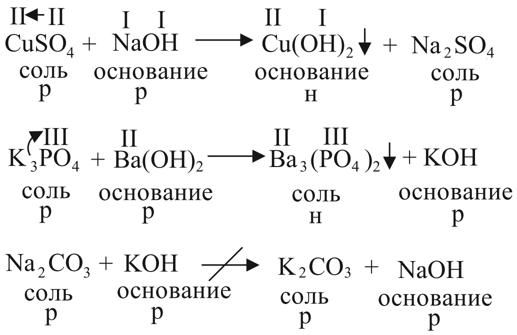
$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

1. Растворы щелочей реагируют с *кислотными и амфотерными оксидами* (см. главу 2.1) и с *кислотами* (см. гл. 2.2). Последняя реакция называется *реакцией* НЕЙТРАЛИЗАЦИИ:

$$\underset{\text{основание}}{3NaOH} + \underset{\text{кислота}}{H_3PO_4} = \underset{\text{соль}}{Na_3PO_4} + 3H_2O$$

Реакция нейтрализации характерна для **всех** *кислот*!

2. *Растворы* щелочей реагируют с *растворами солей*. Реакция происходит, если образуется *хотя бы одно нерастворимое* соединение. Эта реакция относится к реакциям обмена, т. е. в результате получается новая соль и новое основание:



1. Последняя реакция не происходит, так как оба полученных вещества *растворимы* в воде.

2. Валентности составных частей *исходных* молекул определяйте по кислотному остатку или по числу групп OH.

3. Полученные значения валентностей используйте при составлении формул *полученных* веществ.

4. Растворимость *получаемых* веществ определяйте по таблице растворимости.

Задание 2.21. Расставьте коэффициенты в вышеприведённых уравнениях реакций.

Задание 2.22. Составьте уравнения реакций обмена:

- $Fe(NO_3)_3$ + гидроксид калия →
- Na_2SO_3 + гидроксид кальция →
- K_3PO_4 + гидроксид аммония →

Определите, какая из реакций **не** происходит и почему.

3. Растворы щелочей, как и растворы кислот, способны изменять окраску *индикаторов*:

фиолетовый лакмус синеет,
оранжевый метилоранж желтеет,
бесцветный фенолфталеин краснеет.

Все изменения окрасок индикаторов можно свести в таблицу 5.

Обратите внимание: если к воде добавить кислоты, то в растворе будет кислая среда; если добавить щелочь — щелочная; в чистой воде среда нейтральная.

Вопрос 1. Можно ли при помощи фенолфталеина узнать, что налито в стакане: вода? HCl? KOH? А при помощи лакмуса?

Таблица 5

Цвета индикаторов в различных растворах (средах)

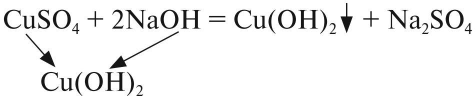
Вещество	кислота	вода	щёлочь
Среда / Индикатор	кислая	нейтральная	щелочная
лакмус	красный	фиолетовый	синий
метилоранж	красный	оранжевый	желтый
фенолфталеин	бесцветный		красный

Вопрос 2. Почему реакция между кислотой и щелочью названа реакцией *нейтрализации?*

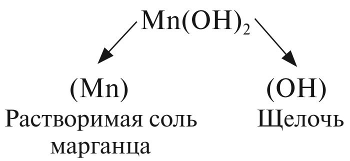
Свойства и способы получения нерастворимых в воде оснований

Среди нерастворимых в воде оснований следует выделить особую группу веществ — *амфотерные гидроксиды*. Их свойства будут рассмотрены ниже. Способы получения их такие же, как и для нерастворимых оснований.

Нерастворимые основания *получают*, действуя на *раствор соли, в состав которой входит нужный атом металла*, раствором *щёлочи*:



Попробуем определить, какие вещества нужно взять для того, чтобы получить гидроксид марганца (II):



$$MnCl_2 + 2KOH = Mn(OH)_2 + 2KCl$$

«находим» по таблице растворимости (см. таблицу 3)

Задание 2.23. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно получить: а) гидроксид железа (III), б) гидроксид железа (II).

Свойства нерастворимых в воде оснований во многом отличаются от свойств щелочей: нерастворимые в воде основания не могут реагировать с растворами солей, а также с амфотерными и некоторыми кислотными оксидами. Они не изменяют окраску индикатора.

1. Нерастворимые основания могут *реагировать с кислотами*, если при этом происходит *растворение* исходного нерастворимого вещества (осадка):

$$\underset{\substack{\text{основание}\\ \textbf{н}}}{Cu(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{кислота}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\substack{\text{соль}\\ \textbf{р}}}{CuSO_4} + 2H_2O$$

Таким образом, эта реакция возможна, если образуется *растворимая* соль (см. таблицу 3).

2. Нерастворимые основания *разлагаются при нагревании*. При этом, чем меньше активность металла (см. ряд напряжений), тем легче разлагается основание *на оксид и воду*:

$$\overset{III}{Fe}(OH)_3 \xrightarrow{t} \overset{III}{Fe_2}O_3 + H_2O$$

$$\overset{II}{Cu}(OH)_2 \xrightarrow{\text{н. у.}} \overset{II}{Cu}O + H_2O$$

$$\overset{I}{Ag}OH \xrightarrow[\text{получения}]{\text{в момент}} \overset{I}{Ag_2}O + H_2O$$

Свойства амфотерных гидроксидов

Амфотерные гидроксиды соответствуют амфотерным оксидам. Это означает, что в состав амфотерного гидроксида входит тот же атом металла и с той же валентностью, что и в состав амфотерного оксида:

$$\overset{III}{Al_2}O_3 \rightsquigarrow \overset{III}{Al}(OH)_3$$

Как вы думаете, почему эти вещества называются амфотерными? (Если ответить не можете — загляните в главу 2.1.)

Ответ простой — амфотерные соединения проявляют двойственные свойства, т. е. реагируют) и с кислотами, и со щелочами (и *растворяются* при этом):

$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$$

как основание н — кислота — соль р

$$Al(OH)_3 + 3NaOH = Na_3\overset{III}{Al}O_3 + 3H_2O$$

как кислота: $H_3\overset{III}{Al}O_3$ н — основание — соль р

Если эта реакция происходит с *растворами* щелочей, то вместо вещества состава Na_3AlO_3 (или $NaAlO_2$)* образуется сложное комплексное соединение:

$$Na_3[Al(OH)_6] \text{ или } Na[Al(OH)_4]$$

Задание 2.24. Составьте уравнения реакций с кислотой и со щёлочью для амфотерных гидроксидов: а) гидроксида цинка; б) гидроксида хрома (III).

ВЫВОДЫ по главе 2.3

Молекулы неорганических оснований содержат гидроксогруппу **OH**.

Все неорганические основания, кроме NH_4OH, содержат атом металла.

Основания делят на *растворимые* в воде (*щёлочи*) и *нерастворимые* в воде.

Растворы щёлочей реагируют:

- с кислотами (*реакция нейтрализации*);
- с кислотными и амфотерными оксидами;
- с растворами солей.

Щёлочи обнаруживаются индикаторами в щелочной («синей») области.

---

* **Орто**алюминиевая кислота H_3AlO_3 теряет молекулу H_2O, и образуется **мета**алюминиевая кислота $HAlO_2$, в которой *кислотный остаток* AlO_2 имеет валентность I.

Нерастворимые в воде основания не изменяют окраску индикатора, могут реагировать с *некоторыми* кислотами и кислотными оксидами. Термически неустойчивы.

2.4. Соли

Соли — *это продукт реакции между кислотой и основанием*, например реакции нейтрализации. Даже если такая реакция невозможна, ЛЮБОЙ соли можно поставить в соответствие основание и кислоту. Поэтому в состав *любой* соли входит *остаток основания* (обычно атом металла или группа NH_4) и *остаток кислоты* (кислотный остаток).

Задание 2.25. Попробуйте определить для каждой из этих солей

$$NH_4NO_3, \quad K_2CO_3, \quad CaHPO_4, \quad CuOHCl,$$

где в её молекуле остаток кислоты, а где — остаток основания. Определите валентности составных частей.

Обратите внимание, что в состав некоторых солей входят атомы водорода или группы OH. Такое различие подсказывает, что соли могут быть разных типов. Рассмотрим три вида солей.

Средние соли. Такие соли получаются, если кислота и основание *полностью* прореагировали:

$$2NaOH + H_2SO_4 = \underset{\text{средняя соль}}{Na_2SO_4} + 2H_2O$$

Кислые соли. Такие соли получаются, если *не все* атомы водорода кислоты были замещены на атом металла:

$$NaOH + H_2SO_4 = \underset{\text{кислая соль}}{NaHSO_4} + H_2O$$

Кислотные остатки таких солей содержат атом водорода. Кислые соли образуются в результате гидролиза некоторых солей, а также при взаимодействии средней соли с ангидридом «своей» кислоты:

$$\underset{\text{средняя соль угольной кислоты}}{CaCO_3} + H_2O + \underset{\text{ангидрид угольной кислоты}}{CO_2} = \underset{\text{кислая соль угольной кислоты}}{Ca(HCO_3)_2}$$

Кислые соли могут проявлять некоторые свойства кислот, например они могут реагировать с щелочами:

$$\underset{\text{кислая соль как кислота}}{Ca(HCO_3)_2} + \underset{\text{щёлочь}}{Ca(OH)_2} = \underset{\text{средняя соль}}{CaCO_3} + H_2O$$

Основные соли. Такие соли образуются, если *не все* группы OH основания замещены на кислотный остаток:

$$Ca(OH)_2 + HCl = \underset{\text{основная соль}}{CaOHCl} + H_2O$$

Такие соли содержат гидроксогруппу OH. Основные соли образуются в результате гидролиза некоторых солей. Основные соли могут проявлять некоторые свойства оснований. Например, они могут реагировать с кислотами:

$$\underset{\text{основная соль как основание}}{CaOHCl} + \underset{\text{кислота}}{HCl} = \underset{\text{средняя соль}}{CaCl_2} + H_2O$$

Вспомните, во многих примерах, которые иллюстрировали свойства оксидов, кислот, оснований, — продуктом реакции была соль. Попробуем обобщить эти сведения и выяснить, в результате каких процессов можно получить СОЛЬ заданного состава. Прежде всего, отметим, что *способы получения солей* можно условно разбить на 2 группы:

- I — получение солей из веществ, которые не являются солями;
- II — получение солей из других солей.

Реакции *I группы* основаны на том, что в реакцию вступают противоположные по свойствам вещества (рис. 4).

Приведём конкретные примеры:

1. **Металл + неметалл** (галоген или сера):

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

2. **Металл + кислота**:

$$Fe + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$$

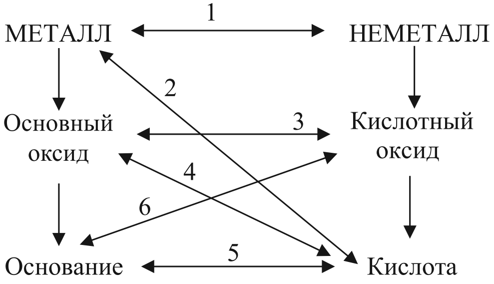


Рис. 4. Генетическая связь между классами неорганических веществ

3. **Основный оксид + кислотный оксид**:

$$CaO + P_2O_5 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$$

4. **Основный оксид + кислота**:

$$MgO + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2O$$

5. **Основание + кислота**:

$$NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

6. **Основание + кислотный оксид**:

$$KOH + CO_2 \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$$

Задание 2.26. Расставьте коэффициенты в этих уравнениях. Приведите свои примеры каждого типа.

Реакции II группы являются реакциями обмена или замещения. В каждой из таких реакций участвует соль, и поэтому способы получения солей по группе II фактически являются *химическими свойствами солей*:

7. Более активный металл вытесняет менее активный из растворов его солей:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

обратный процесс не идёт:

$$Cu + FeSO_4 \not\rightarrow$$

Активность металлов можно определять *по ряду напряжений*:

Li K Ba Ca Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Au

В этом ряду любой металл активнее всех металлов, стоящих *после* него (правее него).

8. Сильная кислота вытесняет более слабую кислоту из её соли:

$$HNO_3 + CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2CO_3$$

9. Щёлочь, реагируя с солью, образует новое основание и новую соль:

$$KOH + AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + KCl$$

Эта реакция происходит, если оба *исходных* вещества *растворимы*, а хотя бы одно из *полученных* веществ — *нерастворимо*.

10. Соль, вступая в реакцию обмена с другой солью, образует две новые соли:

$$2AgNO_3 + BaCl_2 = Ba(NO_3)_2 + 2AgCl$$

Эта реакция также происходит, если оба *исходных* вещества *растворимы*, а хотя бы одно из *полученных* веществ — *нерастворимо*.

Например, эта реакция:

$$K_3PO_4 + NaCl \rightarrow \underset{р}{Na_3PO_4} + \underset{р}{KCl}$$

невозможна, так как обе полученные соли *растворимы*. А этот процесс:

$$CaCO_3 + NaCl \rightarrow$$

невозможен потому, что $CaCO_3$ (мел) нерастворим в воде.

Названия солей

Названия солей происходят от *латинского* названия химического элемента, который входит в состав кислотного остатка (исключая кислород):

- S — **сульф**ур;
- N — **нитр***о*гениум;
- C — **карбон**еум;
- Si — **силиц**иум.

Например:

S (**сульф**ур) →	H_2S	→ K_2S	сульф...
	H_2SO_3	→ K_2SO_3	сульф...
	H_2SO_4	→ K_2SO_4	сульф...

Очевидно, что для солей разного состава должны быть разные названия. Это достигается введением суффиксов:

- для солей бескислородных кислот **-ИД-**;
- для солей кислородсодержащих кислот **-ИТ-** (*меньшая* валентность элемента), **АТ-** (*бóльшая* валентность элемента).

Задание 2.27. Составьте названия вышеприведённых солей серусодержащих кислот.

При правильной работе должно получиться:

K_2S	сульфИД
K_2SO_3	сульфИТ
K_2SO_4	сульфАТ

Аналогично составляют названия остальных солей (табл. 6).

Таблица 6

Названия солей

Название кислоты	Формула кислоты	Формула	*Название* соли
Соляная		Al...	Хлорид
Бромоводородная		K...	Бромид
Иодоводородная		Ca...	Иодид
Сероводородная		Na...	Сульфид
Сернистая		K...	Сульфит
Серная		Al...	Сульфат
Азотистая		K...	Нитрит
Азотная		Mg...	Нитрат
Ортофосфорная		Ca...	Фосфат
Угольная		K...	Карбонат
Кремниевая		Na...	Силикат

Задание 2.28. Дополните таблицу 6, составив химические формулы солей тех металлов, которые указаны в таблице.

При составлении названий *кислых* солей используют частицу «гидро»:

$KHCO_3$ — ГИДРОкарбонат калия.

При составлении названий *основных* солей используют частицу «гидроксо»:

$AlOHCl_2$ — ГИДРОКСОхлорид алюминия.

Задание 2.29. Назовите **все** соли, которые встречаются в тексте и уравнениях реакций этого раздела.

Задание 2.30. Составьте по 3—4 уравнения реакций получения:
- бромида магния;
- сульфата цинка.

ВЫВОДЫ по главе 2.4

Соли состоят из остатков веществ, которые проявляют *противоположные* свойства: кислоты и основания.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 2

1. Классифицируйте и дайте химические названия этим известным веществам:
- поваренная соль — $NaCl$;
- питьевая сода — $NaHCO_3$;
- стиральная сода — Na_2CO_3;
- песок — SiO_2;
- каустическая сода — $NaOH$;
- мел, мрамор, известняк — $CaCO_3$;
- калийная селитра — KNO_3;
- угарный газ — CO;
- силикатный клей — Na_2SiO_3 (концентрированный раствор);
- негашёная известь — CaO;
- гашёная известь — $Ca(OH)_2$;
- известковая вода — $Ca(OH)_2$ (прозрачный раствор);

- известковое молоко — $Ca(OH)_2$ (непрозрачная смесь, похожая на молоко);
- ляпис — $AgNO_3$;
- поташ — K_2CO_3;
- углекислый газ — CO_2;
- аммиачная селитра — NH_4NO_3;
- нашатырь — NH_4Cl;
- вода — H_2O;
- нашатырный спирт — NH_4OH;
- сернистый газ — SO_2.

Результаты занесите в таблицу:

Тривиальные названия	Химическая формула	Химическое название	**Класс соединения**
Глауберова соль	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$	Десятиводный сульфат натрия	Средняя соль, кристалло-гидрат
Пиролюзит	MnO_2	Оксид марганца (IV)	Амфотерный оксид
Сернистый газ			

Запомните эти химические формулы и общеизвестные названия!

2. Составить схемы реакций:

- кислотный оксид + вода → ?
- кислотный оксид + щёлочь → ? + ?
- основный оксид + вода → ? (указать, когда эта реакция возможна)
- основный оксид + кислота → ? + ?
- кислотный оксид + основный оксид → ?
- амфотерный оксид + кислота → ? + ?
- амфотерный оксид + щёлочь → ? + ?

Составить уравнения соответствующих реакций.

3. В упражнении 1 (таблице) найдите формулы оксидов. Выпишите и классифицируйте их. Напишите уравнения реакций для этих оксидов с H_2O, NaOH, HCl, пользуясь схемами упражнения 2.

4. Закончить уравнения тех реакций, которые **возможны**:

- оксид натрия + щёлочь →
- оксид азота (III) + щёлочь →
- оксид хрома (III) + щёлочь →
- оксид бария + вода →
- оксид азота (III) + вода →
- оксид хрома (III) + вода →
- оксид кальция + азотная кислота (HNO_3) →
- оксид хрома (VI) + азотная кислота →
- оксид хрома (III) + азотная кислота →
- оксид фосфора (V) + оксид магния →

Если процесс *невозможен*, пояснить, *почему*.

5. Составить схемы реакций:

- кислота + металл → ? + ?
- кислота + щёлочь → ? + ?
- основание + кислота → ? + ?
- кислота + основный оксид → ? + ?
- амфотерный оксид + кислота → ? + ?
- соль + кислота → ? + ? (указать, когда эта реакция возможна).

Какое вещество образуется **во всех** этих реакциях? Составить уравнения соответствующих реакций.

6. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать *раствор кислоты*:

- серебро,
- магний,
- оксид фосфора (V);
- оксид меди (II);
- оксид алюминия;
- фосфорная кислота;
- известковая вода;
- гидроксид алюминия;
- силикатный клей;
- известняк;
- аммиачная селитра?

Составить уравнения соответствующих реакций, пользуясь схемами упражнения 5.

7. Закончить уравнения тех реакций, которые *возможны*:
а) гидроксид железа (III) + серная кислота →
б) углекислый газ + гидроксид бария →
в) гидроксид цинка + каустическая сода →
г) известковая вода + гидроксид калия →
д) сернистый газ + гашёная известь →
е) гидроксид цинка + хлорид калия →
ж) оксид железа (II) + вода →
з) оксид бария + вода →

8. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать *раствор щёлочи*:
- оксид фосфора (V);
- оксид меди (II);
- оксид алюминия;
- фосфорная кислота;
- гидроксид кальция;
- гидроксид алюминия;
- силикат калия;
- карбонат кальция;
- сульфат хрома (III)?

Будет ли с этими же веществами реагировать гидроксид меди (II)? Составить уравнения возможных реакций.

9. Закончить уравнения тех реакций, которые *возможны* (технические названия см. в упражнении 1):
- серная кислота + хлорид алюминия →
- соляная кислота + питьевая сода →
- бромоводородная кислота + известняк →
- оксид хрома (VI) + азотная кислота →
- соляная кислота + ляпис →
- сернистая кислота + щёлочь →
- соляная кислота + сульфид железа (II) →
- нашатырь + известковая вода →
- цинк + сульфат железа (II) →
- железо + нитрат алюминия →

Назвать полученные соли.

10. С какими из перечисленных ниже веществ
- гидроксид натрия;
- соляная кислота;
- оксид кальция;
- гидроксид цинка;
- оксид серы (VI);

будут реагировать:

а) оксид алюминия;

б) карбонат натрия;

в) оксид меди;

г) азотная кислота?

11. Как, исходя из натрия, получить гидроксид натрия;
исходя из железа, получить гидроксид железа;
исходя из меди, получить гидроксид меди;
исходя из серы, получить серную кислоту;
исходя из хлора, получить поваренную соль (двумя способами)?

12. Осуществить превращения:

а) фосфор → ... → фосфорная кислота → соль (назвать её);

б) кальций → негашёная известь → гашёная известь → соль (назвать её);

в) уголь (углерод) → углекислый газ → угольная кислота → карбонат натрия → углекислый газ;

г) хлорид цинка → гидроксид цинка → нитрат цинка → гидроксид цинка $\xrightarrow{\text{+ щёлочь}}$?

д) песок → силикатный клей → кремниевая кислота.

Вы можете проверить степень усвоения материала этой главы, выполнив упражнения ЕГЭ из разделов № 6, 9–12, 27, а также решив задачи раздела 26.

В части 4 «Решение задач» внимательно прочитайте разделы 29 и 31.1. Попробуйте решить следующие задачи.

13. Определить массу:

а) оксида алюминия, количеством 0,1 моль;

б) серной кислоты, количеством 1,5 моль;

в) сульфата алюминия, количеством 0,2 моль.

14. Определить количество вещества (моль):

а) оксида магния, массой 4,8 г;

б) азотной кислоты, массой 126 г;

в) нитрата аммония, массой 40 г.

«Подсказки» см. в главе 29.

15. Сколько молей фосфора нужно сжечь, чтобы получить 28,4 г оксида фосфора V?

16. Какой объём кислорода потребуется для сгорания **8,8** г пропана? (Пропан: C_3H_8.)

17. Какой объём кислорода потребуется для полного сгорания **6,2** г фосфора? Сколько молей оксида фосфора при этом получится?

18. Какой объём водорода потребуется на восстановление **10,6** г Fe_3O_4 до железа? (Реакция идет по схеме: $Me_xO_y + H_2 \rightarrow Me + H_2O$)

19. Сколько граммов оксида алюминия можно растворить при помощи **15** г гидроксида натрия?

20. Сколько граммов исходных веществ нужно взять для получения **0,5** моль железа (III)?

21. Сколько граммов нитрата серебра вступит в реакцию, если в раствор этой соли поместить **1** г порошка меди?

22. Какой объём углекислого газа можно получить при взаимодействии **200** г питьевой соды с избытком ортофосфорной кислоты?

23. Какой объём газа может выделиться при обработке **19,4** г сульфида цинка в избытке раствора серной кислоты?

24. Какой объём газа может выделиться при растворении сульфита натрия в избытке раствора серной кислоты, если было получено **5** л газа? Сколько граммов соли было при этом получено?

25. Какой объём сернистого газа (см. упр. 1) вступил в реакцию с избытком раствора гидроксида натрия, если при этом образовалось **0,2** моль соли?

«Подсказки» к задачам 15—25 см. в главе 31.1.

26. Вычислить массовую долю хлороводорода в растворе, полученном при растворении **11,2** л этого газа в **1** л воды. «Подсказку» см. в главе 30.2, задача 10.

Сколько граммов **10%**-ного раствора щёлочи **8** г потребуется для растворения оксида фосфора V?

26. Какой объём углекислого газа можно получить из **60** г известняка, содержащего **72%** $CaCO_3$?

«Подсказки» к задачам 23—26 см. в главе 30.3 и 31.2.

27. При взаимодействии **16** г раствора серной кислоты с раствором хлорида бария получили **9** г осадка. Определить массовую долю кислоты в исходном растворе.

28. Сколько граммов **10%**-ной соляной кислоты нужно взять для нейтрализации **40** г **15%**-ного раствора щёлочи?

29. Какой объём водорода выделится при взаимодействии **8** г алюминия с раствором, который содержит **29** г серной кислоты? «Подсказку» к задаче 29 см. в главе 31.3.

Глава 3. ЭЛЕМЕНТАРНЫЕ СВЕДЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН МЕНДЕЛЕЕВА

Вспомните:
- что такое атом;
- из чего состоит атом;
- изменяется ли атом в химических реакциях?

АТОМ — это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Число электронов в ходе химических процессов может изменяться, но *заряд ядра всегда остается неизменным*. Зная распределение электронов в атоме (строение атома), можно предсказать многие свойства данного химического элемента, а также простых и сложных веществ, в состав которых этот элемент входит.

Строение атома, т. е. состав ядра, распределение электронов вокруг ядра, несложно определить по положению элемента в Периодической системе.

3.1. Структура Периодической системы Менделеева

В Периодической системе Менделеева химические элементы располагаются в определённой последовательности. Эта последовательность тесно связана со строением атома этих элементов. Каждому химическому элементу в системе присвоен *порядковый номер*, кроме того, для него можно указать:
- номер периода;
- номер группы;
- вид подгруппы.

Зная точный «адрес» химического элемента, т. е. его группу, подгруппу и номер периода, можно однозначно определить строение его атома.

Период — это горизонтальный ряд химических элементов. В современной Периодической системе семь периодов. Первые три — *малые*, так как они содержат 2 или 8 элементов:

- 1-й период — H, He — 2 элемента;
- 2-й период — Li...Ne — 8 элементов;
- 3-й период — Na...Ar — 8 элементов.

Остальные периоды — *большие*. Каждый из них содержит 2–3 ряда элементов:

- 4-й период (2 ряда) — K...Kr — 18 элементов;
- 6-й период (3 ряда) — Cs...Rn — 32 элемента. В этот период входит ряд лантаноидов.

Группа — вертикальный ряд химических элементов. Всего групп восемь. Каждая группа состоит из двух подгрупп: *главной подгруппы* и *побочной подгруппы* (см. рис. 5).

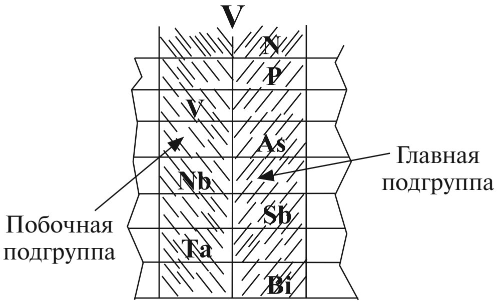


Рис. 5. Главная и побочная подгруппы ПСХЭ Менделеева

Главную подгруппу (подгруппу А) образуют химические элементы *малых* периодов и *больших* периодов. На рисунке 5 показано, что главную подгруппу *пятой* группы составляют элементы *малых* периодов (N, P) и *больших* периодов (As, Sb, Bi).

Побочную подгруппу (подгруппу Б) образуют химические элементы *только больших периодов*. В нашем случае это V, Nb, Ta.

Визуально эти подгруппы различить легко: главная подгруппа «высокая», начинается с первого или второго периода. Побочная подгруппа — «низкая», начинается с 4-го периода.

Итак, каждый химический элемент Периодической системы имеет свой адрес:

- период;
- группу;
- подгруппу;
- порядковый номер.

Например, ванадий (V) — это химический элемент 4-го периода, V группы, побочной подгруппы, порядковый номер 23.

Задание 3.1. Укажите период, группу и подгруппу для химических элементов с порядковыми номерами 8, 26, 31, 35, 54.

Задание 3.2. Укажите порядковый номер и название химического элемента, если известно, что он находится:

а) в 4-м периоде, VI группе, побочной подгруппе;

б) в 5-м периоде, IV группе, главной подгруппе.

Каким образом можно связать эти сведения об элементе со строением его атома?

3.2. Ядро атома. Изотопы

Атом состоит из ядра, которое имеет положительный заряд, и электронов, которые имеют отрицательный заряд. В целом атом электронейтрален.

Положительный *заряд ядра* атома равен *порядковому номеру* химического элемента.

Ядро атома — сложная частица. В ней сосредоточена почти вся масса атома. Поскольку химический элемент — совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра, то около символа элемента указывают (рис. 6).

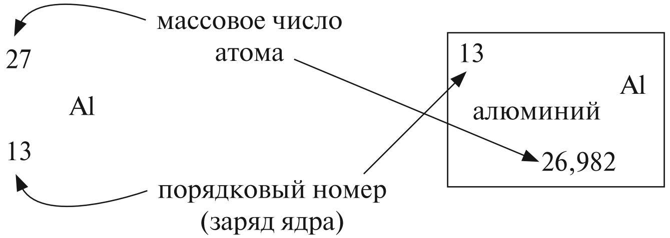


Рис. 6. Координаты химического элемента в Периодической системе Менделеева

По этим данным можно определить состав ядра. Ядро состоит из протонов и нейтронов.

Протон (p) имеет массу, равную 1 (1,0073 а. е. м.) и заряд, равный +1. Нейтрон (n) заряда не имеет (нейтрален), а масса его приблизительно равна массе протона (1,0087 а. е. м.).

Какие частицы определяют заряд ядра? **Протоны**! Причём *число протонов равно* (по величине) *заряду ядра* атома, т. е. *порядковому номеру*:

$$\begin{array}{r} 27 \\ -\;13 \\ \hline 14 \end{array}\quad \text{Al}\quad (13p+14n)$$

число нейтронов → 14 ядро атома ↔ (13p + 14n)

Число нейтронов определяют по разности между величинами: «масса ядра» и «порядковый номер».

Задание 3.3. Определите состав ядер атомов, если химический элемент находится в:

а) 3-м периоде, VII группе, главной подгруппе;

б) 4-м периоде, IV группе, побочной подгруппе;

в) 5-м периоде, I группе, главной подгруппе.

Обратите внимание, что при определении массового числа ядра атома приходится округлять атомную массу, указанную в Периодической системе! Почему? Ведь массы протона и нейтрона практически целочисленны, а массой электронов можно пренебречь.

Для того,чтобы ответить на этот вопрос, нужно понять:

а) что происходит с атомом в ходе химических процессов;

б) что такое «химический элемент».

В химических процессах *обязательно* изменяется распределение электронов вокруг ядра или даже изменяется их число. В последнем случае атом отдаёт или принимает электроны и превращается в заряженную частицу — *ион*. Но в химических реакциях *никогда не меняется состав ядра атома*, его заряд. Поэтому заряд ядра атома является своеобразным «паспортом» химического элемента.

Химический элемент — совокупность атомов или ионов с одинаковым зарядом ядра.

Для того чтобы разобраться, попробуйте определить, какие из ядер, состав которых указан ниже, принадлежат одному и тому же химическому элементу:

А: (20*p* + 20*n*)
Б: (19*p* + 20*n*)
В: (20*p* + 19*n*)

Атомам одного химического элемента принадлежат ядра А и В, так как они содержат *одинаковое число протонов*, т. е. заряд этих ядер *одинаковый*. Но ведь у них разная масса! Исследования показывают, что масса атома не оказывает существенного влияния на его химические свойства. Поэтому атомы одного и того же химического элемента (одинаковое число протонов), но с разной массой (разное число нейтронов) являются ИЗОТОПАМИ* этого элемента.

В таблице Менделеева указана средняя атомная масса всех природных изотопов данного элемента (**A_r**). Изотопы и их химические соединения отличаются друг от друга по физическим свойствам, но *химические свойства* у изотопов одного химического элемента одинаковы. Так, изотоп углерода-14 (^{14}C) имеет такие же химические свойства, как и углерод-12 (^{12}C), который входит в ткани любого живого организма, отличаясь от него только радиоактивностью. Поэтому изотопы применяют для диагностики и лечения различных заболеваний, для научных исследований.

Элемент «водород» встречается в природе в виде трёх изотопов:

^{1}H — протий; ^{2}H — дейтерий (D); ^{3}H — тритий (T).

Химический элемент «кислород» также представлен тремя природными изотопами:

^{16}O, ^{17}O, ^{18}O.

Задание 3.4. Укажите состав ядер этих изотопов водорода и кислорода.

Если разные вещества содержат атомы одного и того же химического элемента, это не означает, что эти вещества имеют одни те же свойства. Например, химический элемент «хлор» в виде атомарного хлора $Cl^{\cdot}$ разрушает метан, а также атмо-

* Слово «изотоп» означает по смыслу «одно место», т. е. все изотопы данного химического элемента находятся в одной клетке ПСХЭ.

сферный озон. Тот же элемент в виде молекулярного хлора Cl_2 ядовит, активно реагирует с водой, многими металлами, а ионы хлора (химический элемент — тот же!) в составе NaCl химически инертен, а с биологической точки зрения не только безвреден, но и полезен для нас. Эти ионы являются макроэлементами нашей пищи, которые входят в состав крови, желудочного сока. Суточная потребность — до 6 граммов.

Но вернемся к описанию строения атома.

3.3. Распределение электронов в поле ядра атома

Как известно, ядро атома в химических процессах не меняется. А что меняется? Общее число электронов и распределение электронов. Общее число электронов определить несложно: оно равно порядковому номеру, т. е. заряду ядра атома:

$$^{27}_{13}\mathrm{Al} \quad (13p + 14n) \quad 13\bar{e}$$

Электроны имеют отрицательный заряд –1, а масса их ничтожна: 1/1840 от массы протона.

Отрицательно заряженные электроны отталкиваются и поэтому находятся на разных расстояниях от ядра. При этом *электроны, имеющие приблизительно равный запас энергии, образуют* энергетический уровень.

Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода, в котором находится химический элемент. Энергетические уровни условно обозначают так (рис. 7).

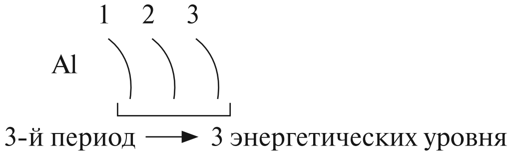


Рис. 7. Обозначение энергетических уровней атома

Задание 3.5. Определите число энергетических уровней в атомах кислорода, магния, кальция, свинца.

На каждом энергетическом уровне может находиться ограниченное число электронов:

- на *первом* энергетическом уровне не более 2 электронов;

- на *втором* энергетическом уровне не более 8 электронов;
- на *третьем* энергетическом уровне не более 18 электронов.

ЗАПОМНИТЕ ЭТИ ЧИСЛА!

Они показывают, что, например, на втором энергетическом уровне может находиться 2 или 5 или 7 электронов, но не может быть 9 или 12 электронов.

Важно знать, что, независимо от номера энергетического уровня, *на внешнем* (последнем) уровне не может быть больше *восьми* электронов. *Внешний восьмиэлектронный энергетический уровень* является наиболее устойчивым и называется *завершённым*. Такие энергетические уровни имеются у самых неактивных элементов — благородных газов.

Как определить число электронов на внешнем уровне остальных атомов? Для этого существует простое правило: *число внешних электронов равно*:

- для элементов *главных* подгрупп — номеру группы;
- для элементов *побочных* подгрупп — оно не может быть больше двух (рис. 8).

Например:

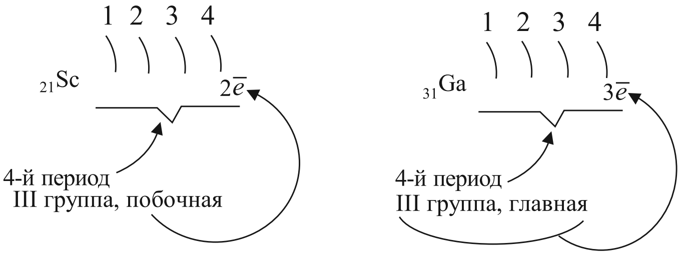


Рис. 8. Схема определения числа внешних электронов атомов

Задание 3.6. Укажите число внешних электронов для химических элементов с порядковыми номерами 15, 25, 30, 53.

Задание 3.7. Найдите в Периодической системе химические элементы, в атомах которых имеется завершённый внешний уровень.

Очень важно правильно определять число внешних электронов, так как именно с ними связаны важнейшие свойства

атома. Так, в химических реакциях атомы стремятся «приобрести» устойчивый, завершённый внешний уровень ($8\bar{e}$). Для этого атомы, на внешнем уровне которых *мало* электронов, «предпочитают» их *отдать*.

Химические элементы, атомы которых способны *только отдавать электроны*, относятся к МЕТАЛЛАМ. Очевидно, что на внешнем уровне атома металла должно быть *мало* электронов: 1, 2, 3.

Если на внешнем энергетическом уровне атома *много* электронов, то такие атомы стремятся *принять* электроны до завершения внешнего энергетического уровня, т. е. **до восьми** электронов. Такие элементы относятся к НЕМЕТАЛЛАМ.

Вопрос. К каким элементам (металлам или неметаллам) относятся химические элементы побочных подгрупп? Почему?

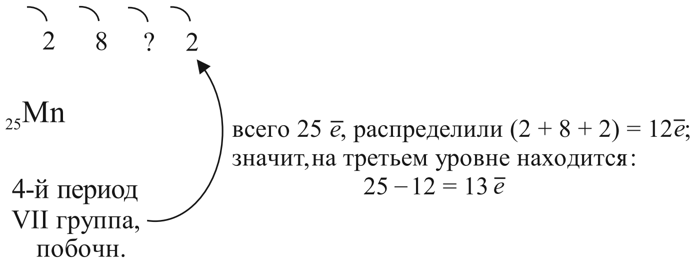
Металлы и неметаллы *главных* подгрупп в таблице Менделеева отделяет *линия, которую можно провести* от бора к астату. Выше этой линии (и на линии) располагаются неметаллы, ниже — металлы.

Задание 3.8. Определить, к металлам или неметаллам относятся: **фосфор, ванадий, кобальт, селен, висмут**. Вывод сделайте, определив положение элемента в Периодической системе химических элементов и число электронов на внешнем уровне.

Для того чтобы составить *распределение электрона по остальным уровням и подуровням*, следует воспользоваться следующим АЛГОРИТМОМ:

1. Определить общее число электронов в атоме (по порядковому номеру).
2. Определить число энергетических уровней (по номеру периода).
3. Определить число *внешних* электронов (по виду подгруппы и номеру группы).
4. Указать число электронов *на всех* уровнях, *кроме предпоследнего*.
5. Рассчитать число электронов на предпоследнем уровне.

Например, согласно пунктам 1...4 для атома марганца определено:



Получили распределение электронов в атоме марганца (рис. 9):

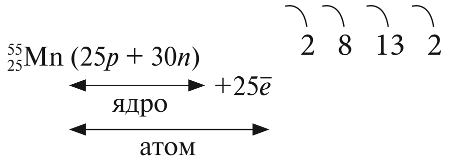


Рис. 9. Распределение электронов в атоме марганца

Задание 3.9. Отработайте алгоритм, составив схемы строения атомов для элементов № 16, 26, 33, 37.

Укажите: металлы это или неметаллы? Ответ поясните.

Составляя вышеприведенные схемы строения атома, мы не учитывали, что электроны в атоме занимают не только определённые уровни, но и определённые *подуровни каждого уровня*. Вид подуровня обозначается латинской буквой: *s*, *p*, *d*.

Число возможных подуровней равно номеру уровня, т. е.

- *первый* уровень состоит из *одного* *s*-подуровня;
- *второй* уровень состоит из *двух* подуровней: *s* и *p* и т. д.

На каждом подуровне может находиться строго ограниченное число электронов:

- на *s*-подуровне — не больше 2$\bar{e}$;
- на *p*-подуровне — не больше 6$\bar{e}$;
- на *d*-подуровне — не больше 10$\bar{e}$.

Подуровни одного уровня заполняются в **строго** определённом порядке:

$$s \rightarrow p \rightarrow d$$

Таким образом, *p*-подуровнь не может начать заполняться, если не заполнен *s*-подуровень данного энергетического

уровня и т. д. Исходя из этого правила, несложно составить электронную конфигурацию атома марганца (рис. 10).

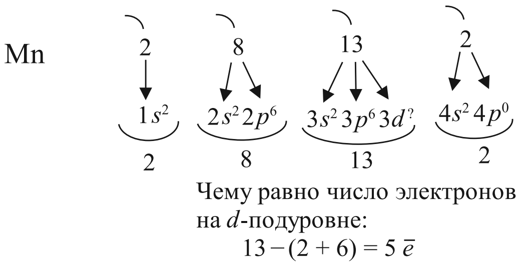


Рис. 10. Расчёт числа электронов на d-подуровне атома марганца

В целом *электронная конфигурация атома* марганца выглядит так:

$$\mathrm{Mn}\quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5\ 4s^2$$

Здесь и далее приняты обозначения (рис. 11).

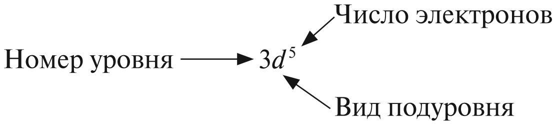


Рис. 11. Схема обозначений электронов подуровня

Задание 3.10. Составьте электронные конфигурации атомов для химических элементов **№ 16, 26, 33, 37.**

Для чего необходимо составлять электронные конфигурации атомов? Для того чтобы определять свойства этих химических элементов!

Для этого *следует помнить*: в химических процессах участвуют только **валентные электроны**.

Валентные электроны находятся на *внешнем энергетическом уровне и незавершённом d-подуровне предвнешнего уровня*.

Определим число валентных электронов для марганца:

$$\mathrm{Mn}\quad \underbrace{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6}_{\text{завершённые уровни и подуровни}}\ \underbrace{3d^5\ 4s^2}_{\text{валентные электроны}}$$

или сокращённо:

$$\mathrm{Mn}...3d^5 4s^2$$

3.4. Строение атома и свойства элементов

Мы получили краткую электронную формулу атома марганца, которая отражает распределение его валентных электронов. Что можно определить по этой формуле?

1. *Какие свойства — металла или неметалла — преобладают у этого элемента?*

Ответ: марганец — металл, так как на внешнем (четвёртом) уровне 2 электрона.

2. *Какой процесс характерен для металла?*

Ответ: всегда только отдача электронов.

3. *Какие электроны и сколько их будет отдавать атом марганца?*

Ответы:

- *два внешних* электрона (они дальше всех от ядра и слабее притягиваются им);
- *семь* (2+5) *валентных* электронов (так как в этом случае на третьем уровне атома останется восемь электронов, т. е. образуется **завершённый** уже **внешний уровень**).

Все эти рассуждения и заключения можно отразить при помощи схемы (рис. 12).

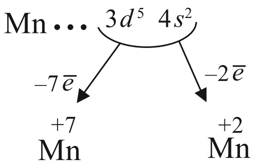


Рис. 12. Схема отдачи электронов атомом марганца

Полученные условные заряды атома называются *степенью окисления*.

Рассматривая строение атомов кислорода и водорода и рассуждая аналогично, можно показать, что типичными степенями окисления для кислорода является –2, а для водорода +1.

Вопрос. С каким из этих химических элементов может образовывать соединения марганец, если учесть полученные выше степени окисления его?

Только с кислородом, так как его атом имеет противоположную по заряду (знаку) степень окисления. В этом случае несложно составить формулы соответствующих оксидов марганца (здесь степени окисления соответствуют валентностям этих химических элементов):

$$\overset{+7\ -2}{Mn_2O_7} \quad \text{и} \quad \overset{+2\,-2}{MnO}$$

Строение атома марганца подсказывает, что большей степени окисления, чем +7, у марганца быть не может, так как в этом случае пришлось бы затрагивать устойчивый, теперь уже завершённый предвнешний уровень. Поэтому степень окисления +7 является *высшей*, а соответствующий оксид Mn_2O_7 — *высшим оксидом марганца*.

Для закрепления всех этих понятий рассмотрим строение атома теллура и некоторые его свойства (см. рис. 13). Этот рисунок показывает, что теллур относится к неметаллам, так как, во-первых, у него на внешнем уровне шесть электронов и, во-вторых, его символ находится в *главной подгруппе выше линии B — At*. Поэтому его атом может *и принимать* (до завершения внешнего уровня, *и отдавать* электроны. В результате, в отличие от металлов, неметалл теллур может проявлять низшую степень окисления (**–2**) и образовывать летучие водородные соединения с водородом (**H_2Te**). Высшая степень окисления атома теллура (**+6**), как и у металлов соответствует

$^{128}_{52}Te$ $(52p + 76n)$ $52\bar{e}$) 2) 8) 18) 18) (6) → неметалл

5-й период

VI группа, главная

Te $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}$ $\underline{5s^2\ 5p^4}$

завершенные уровни и подуровни — валентные электроны

Te ... $\underline{5s^2\ 5p^4}$

$-6\bar{e}$ → $\overset{+6}{TeO_3}$; $+2\bar{e}$ → $\overset{-2}{H_2Te}$

как **неметалл**, он может **принять** 2 электрона до завершения внешнего уровня и **отдать** «лишние» 6 электронов

Рис. 13. Строение атома, степени окисления и простейшие соединения теллура

номеру группы и, находясь в этой степени окисления, теллур образует высший оксид $\mathbf{TeO_3}$.

Задание 3.11. Изобразить электронные конфигурации атомов **Na, Rb, C1, I, Si, Sn**. Определить свойства этих химических элементов, формулы их простейших соединений (с кислородом и с водородом).

Сделаем выводы.

1. В химических реакциях участвуют **только валентные электроны**, которые могут находиться только на последних двух уровнях.

2. Атомы металлов могут только отдавать эти электроны (все или несколько), принимая положительные степени окисления.

3. Атомы *неметаллов* могут *принимать* (недостающие до восьми) электроны, получая при этом *отрицательные* степени окисления, и *отдавать* валентные электроны (все или несколько), принимая при этом *положительные* степени окисления.

Возникает вопрос: как составить краткую электронную формулу (распределение валентных электронов), сразу, не составляя длинных электронных конфигураций? Для этого нужно помнить несколько простых правил.

1. Номер *периода* соответствует числу энергетических уровней у атомов химических элементов этого периода.

2. Номер *группы*, как правило, совпадает с числом *валентных* электронов, (исключение составляют только подгруппы меди и железа).

3. *Подгруппа (главная или побочная)* включает химические элементы, у которых имеется *одинаковое распределение валентных электронов*, причём в атомах элементов главной и побочной подгруппы электроны распределяются по-разному.

3.1. У элементов главных подгрупп все валентные электроны находятся на **внешнем** уровне, например:

$$\text{Sb} \ldots 5s^2\,5p^{3 \rightarrow 2+3=5 \text{ ВАЛЕНТНЫХ ЭЛЕКТРОНОВ}}$$

5-й период

V группа, **главная** → **5** валентных электронов

Поэтому для *всех* химических элементов главной подгруппы пятой группы (пять валентных электронов) распределение этих электронов следующее:

$$... n\,s^2\,n\,p^3$$

3.2. У элементов побочных подгрупп число внешних электронов **не превышает двух,** например:

$$\text{Ta} ... 5d^3\,6s^2$$

6-й период

5 валентных электронов ← **V** группа**, побочная** → **2** электрона **на внешнем уровне***.

Для большинства химических элементов побочных подгрупп, у которых на внешнем энергетическом уровне два электрона, остальные (N – 2) валентные электроны будут находиться на *d*-подуровне предвнешнего уровня (N – номер группы), например:

$$...(n-1)\,d^1\,n\,s^2$$

Вопрос. Для элементов какой **группы** составлена такая запись?

Задание 3.12. Составьте краткие электронные формулы для атомов химических элементов № 35 и 42, а затем составьте распределение электронов в этих атомах по алгоритму. Убедитесь, что ваше «предсказание» сбылось.

Сравним теперь свойства химических элементов одной подгруппы, например:

$$\text{Na} ... 3s^1 \quad \text{и} \quad \text{Rb} ... 5s^1$$

Что общего в строении атомов этих элементов? На внешнем уровне каждого атома по одному электрону — это активные металлы. **Металлическая активность** связана со способностью **отдавать** электроны: чем легче отдает электроны атом, тем сильнее выражены его металлические свойства.

Что удерживает электроны в атоме? Притяжение их к ядру. Чем *ближе* электроны к ядру, тем сильнее они притягиваются ядром атома, тем труднее их «оторвать».

---

* За счёт «провала электрона» число **внешних** электронов может быть меньше. Но число *валентных* электронов при этом не меняется, поэтому свойства элемента будут такими же. Эти случаи рассмотрены в Самоучителе второго уровня, часть 1.

Исходя из этого, сделаем вывод: какой элемент — **Na** или **Rb** — легче отдает внешний электрон? Какой из них является более активным металлом? Очевидно, рубидий, так как *его валентные электроны находятся* дальше *от ядра* (и слабее удерживаются ядром).

Вывод. В главных подгруппах *сверху вниз металлические свойства усиливаются*, так как возрастает радиус атома и валентные электроны слабее притягиваются к ядру.

Сравним свойства:

$$\mathrm{Cl}\ \ldots 3s^2 3p^5 \quad \text{и} \quad \mathrm{I}\ \ldots 5s^2 5p^5$$

Оба химических элемента — неметаллы, так как до завершения внешнего уровня не хватает одного электрона, и эти атомы будут активно *притягивать* недостающий электрон. При этом, чем сильнее притягивает атом неметалла недостающий электрон, тем сильнее проявляются его неметаллические свойства (способность принимать электроны).

За счёт чего происходит притяжение электрона? За счёт положительного заряда ядра атома. Но в таком случае чем *ближе* электрон к ядру, тем сильнее их взаимное притяжение, *тем активнее неметалл*.

Сделаем *вывод*, у какого элемента сильнее выражены неметаллические свойства: у хлора или у иода? Очевидно, у хлора, так как его *валентные электроны* ближе *к ядру*.

Вывод. Активность неметаллов в подгруппах *сверху вниз убывает*, так как возрастает радиус атома и все труднее притянуть недостающие электроны.

Сравним свойства кремния и олова:

$$\mathrm{Si}\ \ldots\ 3s^2 3p^2 \qquad \mathrm{Sn}\ \ldots\ 5s^2 5p^2$$

На внешнем уровне обоих атомов по четыре электрона. Тем не менее эти элементы в Периодической системе находятся *по разные стороны* от линии, соединяющей бор и астат (см. правило в главе 2.1). Поэтому:

- у кремния, символ которого находится *выше* линии B—At, сильнее проявляются *неметаллические* свойства;
- у олова, символ которого находится *ниже* линии B—At, сильнее проявляются *металлические* свойства;

Почему? Потому что в атоме олова четыре валентных электрона находятся так далеко от ядра, что присоединение недостающих четырех электронов затруднено, в то время как

отдача электронов с пятого энергетического уровня происходит достаточно легко. Для кремния возможны оба процесса, причём первый (приём электронов) — преобладает.

Выводы:

- чем *меньше* электронов в атоме и чем *дальше* они от ядра, тем сильнее проявляются *металлические* свойства;
- чем *больше* внешних электронов в атоме, чем *ближе* они к ядру, тем сильнее проявляются *неметаллические* свойства.

Сравним строение атомов и свойства химических элементов одного периода:

$$...3s^1 \qquad ...3s^2 3p^3 \qquad ...3s^2 3p^5$$

Вопрос. О каком периоде и каких элементах идёт речь?

Видно, что металлические свойства убывают, так как увеличивается число внешних электронов, а неметаллические свойства — возрастают. Если речь идёт о большом периоде, где большинство элементов имеет 2 электрона на внешнем уровне (элементы побочных подгрупп), то в этом случае главной причиной убывания металлических свойств *в периоде* является *уменьшение радиуса атома*. Дело в том, что за счёт увеличения заряда ядра в периоде увеличивается сила притяжения электронов к нему и уменьшается радиус атома:

Сравните**: r (Ca) = 0,197 нм** и **r (Zn) = 0,139 нм**

Вопрос. Какой из металлов более активен?

Основываясь на этих и других выводах, сформулированных в этой главе, можно для любого химического элемента Периодической системы составить *алгоритм описания свойств химического элемента по его положению в Периодической системе.*

1. Составить схему строения атома, т. е. определить состав ядра, распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням:

- определить общее число электронов в атоме (по порядковому номеру);
- определить число энергетических уровней (по номеру периода);
- определить число *внешних* электронов (по виду подгруппы и номеру группы);
- указать число электронов *на всех* энергетических уровнях, *кроме предпоследнего*;

• *рассчитать* число электронов на предпоследнем уровне.

2. Определить число валентных электронов и число *внешних* электронов.

3. Определить, какие свойства — металла или неметалла — сильнее проявляются у данного химического элемента (по положению в ПСХЭ).

4. Определить число отдаваемых (принимаемых) электронов.

5. Определить высшую и низшую степени окисления химического элемента.

6. Составить для этих степеней окисления химические формулы простейших соединений с кислородом и водородом.

7. Определить характер оксида (см. гл. 2.1) и составить уравнения его реакции с водой.

8. Для указанных (пункт 6) веществ составить уравнения характерных реакций (см. главу 2).

Задание 3.13. Составить по данной схеме описания атомов **серы, селена, кальция и стронция** и свойства этих химических элементов. Какие общие свойства имеют их оксиды? Гидроксиды?

Если вы выполнили упражнения 3.11 и 3.12, то легко заметить, что не только атомы элементов одной подгруппы, но и их соединения имеют общие свойства и похожий состав. Это отражено в **Периодическом законе Менделеева**: свойства химических элементов, а также свойства простых и сложных веществ, образованных ими, находятся в периодической зависимости от ЗАРЯДА ЯДЕР ИХ АТОМОВ.

Физический смысл Периодического закона ясен: свойства химических элементов периодически повторяются потому, что периодически повторяются конфигурации валентных электронов (распределение электронов внешнего и предпоследнего уровней).

Так, у химических элементов одной и той же подгруппы *одинаковое* распределение валентных электронов и, значит, *похожие* свойства.

ВЫВОДЫ по главе 3

Строение атома связано с положением элемента в Периодической системе. Зная строение атома, можно предска-

зать свойства элемента и его соединений. Эти свойства находятся в периодической зависимости от заряда ядер атомов элементов, в соответствии с Периодическим законом Менделеева.

Вопросы и упражнения к главе 3

1. Как устроен атом?

2. Описать полностью (см. *алгоритм*) строение атома следующих элементов:

F, Cl, Ni, Cu, Sr, Se, Zr.

3. Что такое валентные электроны? Где они находятся?

4. Назвать химические элементы, которые имеют следующее распределение валентных электронов:

$$\ldots 5p^6 6s^1;\ \ldots 3d^3 4s^2;\ \ldots 4s^2 4p^3.$$

Описать их свойства, используя *алгоритм* (пункты 2–6).

5. Не составляя полных электронных формул, указать распределение *валентных* электронов в атомах элементов:

№ 53, № 75, № 83, № 87.

Описать их свойства, используя *алгоритм* (пункты 2–6).

6. Составив краткие электронные формулы выделенных химических элементов, опре-делить их возможные степени окисления и составить уравнения реакций:

а) гидроксид *галлия* + *селен*овая кислота;

б) гидроксид *кадмия* + *бром*оводород;

в) *калий* + *фосфор*;

г) *алюминий* + *теллур*.

7. Как изменяются металлические и неметаллические свойства химических элементов в группе и периоде? Какой из этих элементов более активный металл (неметалл):

а) калий или кальций? б) натрий или рубидий?

в) сера или селен? г) сера или хлор?

Ответ обосновать, ссылаясь на положение его в ПСХЭ и строение атома.

8. Сформулировать Периодический закон, указать его физический смысл.

Глава 4. ПОНЯТИЕ О ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

В предыдущих главах данного пособия есть много рассуждений о том, что вещество состоит из молекул, что молекулы состоят из атомов. А не возникал ли у вас вопрос: почему атомы, составляющие молекулу, не разлетаются в разные стороны? Что удерживает атомы в молекуле?

Их удерживает **химическая связь**.

Химическая связь — совокупность сил, которые удерживают атомы в молекуле или кристалле.

Для того чтобы понять природу химической связи, достаточно вспомнить простой физический опыт. Два шарика, висящие рядом на ниточках, никак не «реагируют» друг на друга. Но если придать одному шарику положительный заряд, а другому — отрицательный, они притянутся друг к другу. Не эта ли сила притягивает атомы друг к другу? Действительно, исследования показали, что химическая связь имеет электрическую природу.

Откуда же возникают заряды в нейтральных атомах?

4.1. Ионная связь

При описании строения атомов было показано, что все атомы, за исключением атомов благородных газов, стремятся присоединить или отдать электроны. Причина — *образование устойчивого восьмиэлектронного внешнего уровня* (как у благородных газов). При приёме или отдаче электронов возникают электрические заряды и, как следствие, электростатическое взаимодействие частиц. Так возникает **ионная связь**.

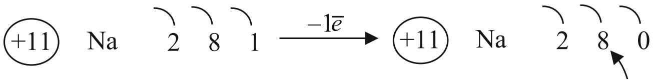
Ионная связь — это связь между ионами.

Ионы — это устойчивые заряженные частицы, которые образуются в результате приема или отдачи электронов.

Например, в реакции участвует атом активного металла и активного неметалла:

$$Na + S \rightarrow ?$$

В этом процессе атом металла (натрия) *отдаёт* электроны (рис. 14).



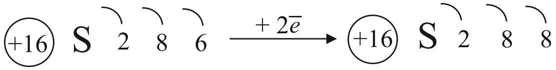
а) Сколько электронов на этом уровне?
б) Устойчива ли такая частица?
в) Сколько электронов осталось в атоме натрия?
г) Будет ли эта частица иметь заряд?

Рис. 14. Схема образования иона натрия Na^+

Таким образом, в этом процессе образовалась устойчивая частица (8 электронов на внешнем уровне), которая имеет заряд, так как у ядра атома натрия заряд по-прежнему +11, а оставшиеся электроны имеют суммарный заряд –10. Поэтому **заряд иона натрия +1**. Кратко запись этого процесса выглядит так:

$$\underset{\text{атом}}{Na} - 1\bar{e} \rightarrow \underset{\text{ион}}{Na^{1+}}$$

Что происходит с атомом серы? Этот атом *принимает* электроны до завершения внешнего уровня (рис. 15).



а) Устойчива ли эта частица?
б) Каков ее заряд?

Рис. 15. Схема образования иона серы S^{2-}

Простой подсчёт показывает, что эта частица имеет заряд:

$$\underset{\text{ядро}}{+16} + \underset{\text{все электроны}}{(-18)} = \underset{\text{заряд иона}}{-2}$$

Кратко:

$$S \xrightarrow{+2\bar{e}} S^{2-}$$

Разноименно заряженные ионы притягиваются, в результате чего *возникает ионная связь* и «ионная молекула»:

$$Na_2^+S^{2-}$$

Существуют и другие способы образования ионов (см. главу 6).

Формально сульфиду натрия приписывают именно такой состав молекулы, хотя вещество, состоящее из ионов, имеет приблизительно такое строение (рис. 16).

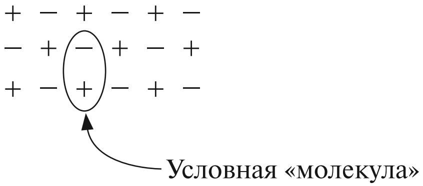


Рис. 16. Схема строения вещества, имеющего условную «ионную молекулу»

Таким образом, можно сказать определённо, что вещества, состоящие из ионов, **не содержат отдельных молекул!** В этом случае можно говорить лишь об условной «ионной молекуле».

Задание 4.1. Покажите, как происходит переход электронов при возникновении ионной связи между атомами:

а) кальцием и **хлором**;

б) алюминием и **кислородом**.

Помните: атом металла отдаёт внешние электроны; атом неметалла принимает недостающие электроны.

Вывод. Ионная связь по описанному выше механизму образуется между атомами активных металлов и активных неметаллов.

4.2. Ковалентная связь

Исследования, однако, показывают, что полный переход электронов от одного атома к другому происходит далеко не всегда. Очень часто химическая связь образуется не при отдаче-приёме электронов, а в результате образования общих электронных пар*. Такая связь называется **ковалентной**.

---

* Эти электронные пары возникают в месте пересечения электронных облаков.

Ковалентная связь *образуется в месте перекрывания электронных облаков* обоих атомов.*

Такая связь образуется, например, между атомами неметаллов. Возникает вопрос: каким образом область пересечения электронных облаков может связывать атомы? Рассмотрим динамическую модель этого явления, т. е. процесс возникновения ковалентной связи. Предположим, два атома сблизились на достаточно близкое расстояние.

Вопрос. Какие силы возникли между атомами?

Поскольку вокруг ядер атомов расположены отрицательно заряженные электроны, между атомами возникают силы отталкивания. Но если атомы обладают достаточной энергией, их электронные облака перекрываются (см. рис. 17.).

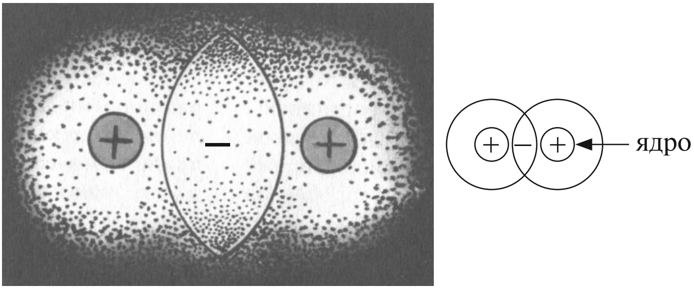


Рис. 17. Схема образования молекулы из двух атомов

В этой области пространства возникает избыточный отрицательный заряд. А ядра атомов, как известно, имеют положительный заряд. Таким образом, ядра обоих атомов притягиваются к общему отрицательному заряду, который возник благодаря пересечению электронных облаков. Поэтому:

- во-первых, область перекрывания электронных облаков является, фактически, химической связью;
- во-вторых, чем больше область перекрывания электронных облаков, тем прочнее (при прочих равных условиях) данная связь.

---

* Электронное облако — область пространства, где нахождение электрона наиболее вероятно.

В месте перекрывания электронных облаков образуются общие *электронные пары*. Рассмотрим, как возникает ковалентная связь в молекуле азота $\mathbf{N_2}$. Для этого рассмотрим строение атома азота:

N) 2) 5

Или: N ... $2s^2 2p^3$

Вопрос. Сколько электронов не хватает до завершения внешнего уровня?

Не хватает *трёх* электронов. Поэтому, обозначив каждый электрон *внешнего уровня* точкой, получим:

Вопрос. Почему три электрона обозначены одиночными точками?

Дело в том, что мы хотим показать образование *общих* пар *электронов*. А пара — это два электрона. Такая пара возникает, в частности, если *каждый* атом предоставит *по одному электрону* для образования каждой *пары* (1 + 1 = 2). Атому азота не хватает трёх электронов до завершения внешнего уровня. Значит, он должен «приготовить» три одиночных электрона для образования будущих пар.

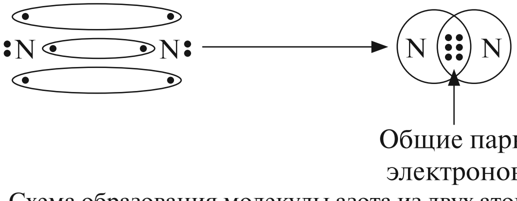


Рис. 18. Схема образования молекулы азота из двух атомов азота

Получена *электронная формула молекулы* азота, при помощи которой показано, что:

- у каждого атома азота имеется теперь восемь электронов (шесть из них обведены кружочком плюс 2 электрона «собственной», неподелённой пары электронов);
- между атомами возникли 3 *общие пары электронов* (место пересечения кружков).

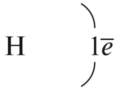
Каждая общая *пара электронов соответствует* одной *ковалентной связи*. Сколько ковалентных связей возникло? Три. Каждую *связь* (каждую *общую пару электронов*) покажем при помощи чёрточки (валентный штрих):

$$N \equiv N$$

Графическая формула
молекулы азота N_2

Эта графическая формула показывает, что атом азота в молекуле N_2 — **трёхвалентен**, так как **валентность** — это способность атома образовывать определённое число *ковалентных* химических связей.

Может ли возникнуть такая связь между разными атомами? Может. Пусть атом азота взаимодействует с атомами водорода:



Строение атома водорода показывает, что этот атом имеет один электрон. Сколько таких атомов нужно взять, чтобы атом азота «получил» «желаемое» — три электрона? Очевидно, три атома водорода (рис. 19).

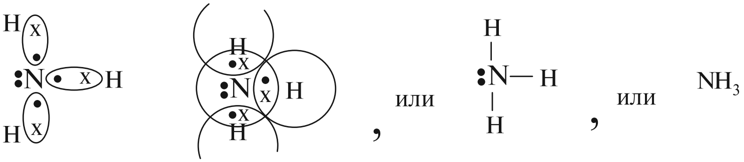


Рис. 19. Схема образования молекулы аммиака NH_3
из атома азота и трёх атомов водорода

Крестиком (x) обозначены электроны атома водорода. *Электронная формула молекулы аммиака* показывает, что у атома азота стало восемь электронов, а у каждого атома водорода получилось по два электрона (а больше на первом энергетическом уровне и быть не может).

Графическая формула показывает, что атом азота имеет **валентность три** (*три чёрточки*, или три валентных штриха), а каждый атом водорода — **валентность один** (по *одной чёрточке*).

Значит, атом азота в этих молекулах (**N_2** и **NH_3**) *трёхвалентен*. Поскольку пара электронов может образовываться из *не-*

спаренных электронов обоих атомов, то валентность атома часто соответствует числу неспаренных электронов. Например, в атоме азота **3** неспаренных электрона, поэтому валентность атома азота (в молекуле азота) равна **III**.

Казалось бы, атом азота не может иметь бóльшую валентность, так как в образовании химической связи задействованы все неспаренные электроны. Но у атома азота осталась «лишняя» неподелённая пара электронов, которая не участвовала в образовании ковалентных связей.

Если ковалентная связь образуется с участием атома, который имеет «собственную» пару электронов (2), то второй атом должен иметь свободную орбиталь (0):

$$2 + 0 = 2$$

В этом случае атом, имеющий пару электронов (донор), передаёт её на свободную орбиталь второго атома (акцептора). Рассмотрим механизм образования ковалентной связи по *донорно-акцепторному механизму*:

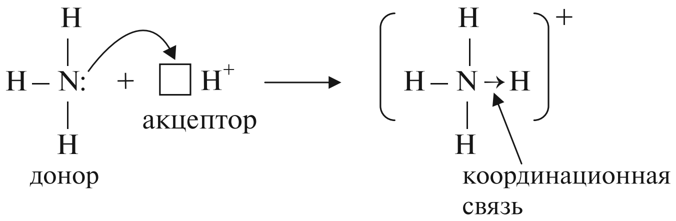


Рис. 20. Схема образования ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму

В полученном катионе аммония валентность атома азота равна **IV**.

Отметим, что валентность **IV** для атома азота — максимально возможная. Дело в том, что ковалентные связи образуются *за счёт пересечения электронных облаков*. А сколько таких электронных облаков в атоме азота? Четыре (одно *s*- и три *p*-облака). Поэтому и образуются 4 ковалентные связи. И не больше!

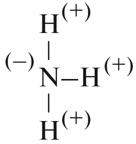
Ковалентная связь может быть *полярной* и *неполярной*. Полярность ковалентной связи определяется *электроотрицательностью* атомов её образующих. *Электроотрицательность* — способность атома смещать к себе *общую* пару элек-

тронов. Максимальную электроотрицательность (ЭО) имеет фтор 4,1. Далее значение ЭО уменьшается в ряду:

F, O, N, Cl. . . C. . . H. . . Металлы

Хотя в состав обеих молекул $\mathbf{N_2}$ и $\mathbf{NH_3}$ входит один и тот же атом азота, химические связи между атомами отличаются друг от друга. В молекуле азота $\mathbf{N_2}$ химические связи образуют *одинаковые* атомы, поэтому общие пары электронов находятся посередине между атомами. Атомы сохраняют нейтральный характер. Такая химическая связь называется **неполярной**.

В молекуле аммиака $\mathbf{NH_3}$ химическую связь образуют *разные* атомы. Поэтому один из атомов (в данном случае — атом азота) сильнее притягивает общую пару электронов, так как имеет бо́льшую ЭО. Общие пары электронов смещаются в сторону атома азота, и на нём возникает небольшой отрицательный заряд, а на атоме водорода — положительный (рис. 21).



Возникли полюса электричества: связь *полярная*

Рис. 21. Схема строения полярной ковалентной связи у молекулы аммиака $\mathbf{NH_3}$

Задание 4.2. Определите, какая химическая связь осуществляется между атомами в веществах:

$$NaCl,\ HCl,\ Cl_2,\ AlCl_3,\ H_2O.$$

Дайте пояснения.

Задание 4.3. Составьте электронные и графические формулы для тех веществ из упражнения 4.2, в которых вы определили наличие в них **ковалентной связи**. Для ионной связи составьте схемы перехода электронов.

4.3. Химическая связь и агрегатные состояния вещества. Кристаллические решётки

Тип химической связи влияет на свойства вещества, на его поведение в растворах. Так, чем больше, значительнее притя-

жение между частицами, тем труднее их оторвать друг от друга, тем труднее перевести твёрдое вещество в газообразное или жидкое состояния. Попробуйте определить, между какими частицами больше силы взаимодействия.

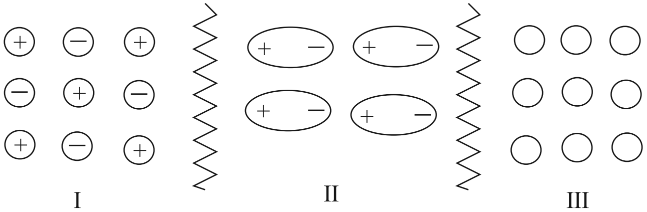


Рис. 22. Схемы веществ, образованных различными типами молекул

Если силы притяжения частиц значительны (притяжение разноимённо заряженных ионов), то частицы колеблются вблизи положения равновесия, а перемещаться не могут, что обусловливает сохранение формы и объёма. Максимальное взаимодействие между частицами осуществляется в случае **I** (ионная связь). Такие вещества находятся в *твёрдом* состоянии. Все вещества, построенные по *ионному* типу, — твёрдые. Среди веществ с ионной структурой ни жидких, не газообразных веществ нет! Для таких веществ характерно особое внутреннее строение — кристаллическая решётка:

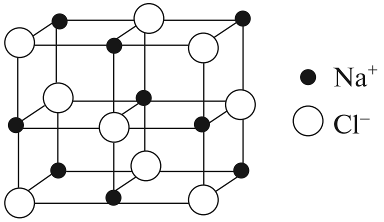


Рис 23. Ионная решётка хлорида натрия

От типа кристаллической решётки, которая формируется в твёрдом состоянии, зависят многие физические свойства вещества. В зависимости от вида частиц и характера связи между ними различают четыре типа кристаллических решёток: **ионные**, **атомные**, **молекулярные** и **металлические**.

Кристаллические решётки, состоящие из ионов, называются **ионными**. Их образуют вещества с ионной связью.

Примером может служить кристалл **поваренной соли** (хлорида натрия), в котором каждый ион натрия окружен шестью хлорид-ионами, а каждый хлорид-ион — шестью ионами натрия. Очень часто кристаллические решётки изображают, как показано на рис. 23, где указывается только взаимное расположение частиц, но не их размеры.

Такие вещества обладают твёрдостью, тугоплавкостью, их расплавы проводят электрический ток. Ионные соединения, как правило, легко растворяются в жидкостях, состоящих из полярных молекул, например в воде, хотя бывают и исключения.

Большинство веществ, построенных при помощи ковалентной связи, состоят из отдельных молекул (рис. 24).

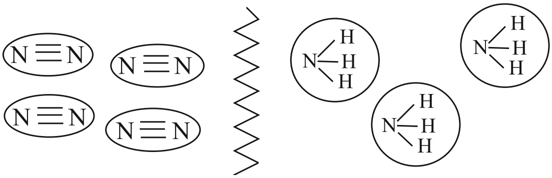
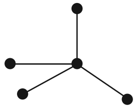


Рис. 24. Схема веществ, построенных из молекул, образованных по типу ковалентных связей

К таким веществам относятся спирты, сахара и большинство органических соединений. Поэтому, если такое вещество станет твёрдым, то эти молекулы образуют молекулярную кристаллическую решётку, т. е. в узлах её находятся молекулы.

Кристаллические решётки, состоящие из молекул (полярных и неполярных), называются **молекулярными**. Молекулы в таких решётках соединены между собой сравнительно слабыми межмолекулярными силами. Поэтому вещества с молекулярной решёткой имеют малую твёрдость и низкие температуры плавления, их растворы почти не проводят электрический ток. Число неорганических веществ с молекулярной решёткой невелико: **вода**, кислоты.

Кристаллические решётки, в узлах которых находятся отдельные атомы, называются **атомными**. Атомы в таких решётках соединены между собой прочными ковалентными связями. Примером может служить **алмаз** — одна из модификаций углерода. Алмаз состоит из атомов углерода, каждый из которых связан с четырьмя соседними атомами:



Весь кристалл алмаза следует рассматривать как гигантскую молекулу. Атомная кристаллическая решетка характерна для твёрдого бора, кремния, германия и соединений некоторых элементов с углеродом и кремнием, а также **кварца** — чистого оксида кремния. Такие вещества очень прочные и тугоплавкие. Они нерастворимы в воде и прочих растворителях.

Металлы образуют **металлическую** кристаллическую решётку. Свойства таких веществ рассмотрены в главе 8 данного Самоучителя.

Подведём итог:

- *молекулярное* строение имеют вещества, построенные при помощи ковалентной связи, которые, связывая атомы, образуют молекулы;
- *немолекулярное* строение имеют вещества, построенные при помощи
  - – ковалентной связи, которые связывают отдельные атомы;
  - – металлической связи:
  - – ионной связи.

Задание ЕГЭ. К числу веществ молекулярного строения относятся:

1) древесный уголь; 2) кварц; 3) лёд; 4) известняк.

Укажите тип кристаллической решётки в остальных веществах.

Наименьшее взаимодействие между незаряженными частицами (рис. 22, случай **III**), поэтому между молекулами вещества с *неполярной* ковалентной связью силы притяжения ничтожны. В этом случае молекулы свободно двигаются во всех направлениях, вещество находится в *газообразном состоянии**. Следовательно, вещества, состоящие из неполярных молекул или молекул с неполярными связями, являются газами или летучими жидкостями. Среди веществ такого типа только иод является твёрдым (при нормальных условиях) из-за высокой

* Подробнее о газах см. главу 30.1 данного Самоучителя. Там же рассматриваются способы решения задач по теме «Газы».

массы молекул, но он легко возгоняется, переходя из твёрдого состояния сразу в газообразное состояние.

У *полярных* молекул (диполей) межмолекулярные взаимодействия многократно сильнее, поэтому частицы могут перемещаться «на один шаг», соблюдая ближний порядок, что обусловливает текучесть *жидкости*. Впрочем, молекулы с полярными связями могут быть и газообразными, и твёрдыми.

Агрегатное состояние в этом случае (при прочих равных условиях) обычно зависит:

- от молярной массы вещества (чем она больше, тем выше температура плавления или кипения);
- от степени полярности связей (чем она больше, тем выше температура плавления или кипения);
- от наличия водородных связей.

Водородные связи возникают за счёт сильно полярных связей, содержащих атом водорода: N–H, O–H, F–H.

В таких случаях на атомах возникают довольно значительные заряды (δ+) и (δ–) (но всё же меньше единицы!), и атомы (а, значит, и молекулы в целом) притягиваются друг к другу. Атом водорода имеет очень маленький радиус и может частично «внедряться» в электронное облако соединённого атома:

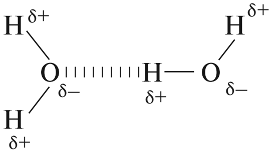


Рис. 25. Схема образования водородных связей между молекулами воды

Поэтому **все** молекулы воды оказываются связанными бесчисленными водородными связями. В результате на разрыв всех этих связей требуется затратить очень много энергии (например, при испарении воды). Поэтому вода имеет аномально высокую температуру кипения:

Вещество:	H_2O	H_2S	H_2Se
Т. кип. °С:	+100	–60,8	–42

Если рассуждать логически, опираясь на положение кислорода в периодической системе, экстраполировать параметры в системе H_2O — H_2S — H_2Se — H_2Te, то у воды как самого

лёгкого водородного соединения шестой группы должна быть температура кипения около –80 °C! А на самом деле? А на самом деле она намного выше: +100 °C.

Выводы. Таким образом, *агрегатное состояние веществ* (температуры кипения и плавления) зависит:

- *от типа химической связи*: чем выше полярность связи, тем при прочих равных условиях выше температура плавления;
- *от молекулярной массы вещества*: чем выше молекулярная масса, тем при прочих равных условиях выше температура плавления;
- *от наличия водородных связей*, которые, фактически, увеличивают молекулярную массу.

Вы можете проверить степень усвоения материала этой главы, выполнив упражнения ЕГЭ из разделов под номерами **3 и 5**, а также ответив на вопросы и сделав упражнения к этой главе.

Вопросы и упражнения к главе 4

1. Что такое «химическая связь»? Перечислите типы химической связи.

2. Что такое «молекула»? Термин «молекула» неприменим к веществу:

1) C_2H_2; 2) S_8; 3) HCOONa; 4) C_6H_6.

3. В каком ряду все вещества только немолекулярного строения:

1) графит, Na_2CO_3, I_2; 2) S_8, O_2, алмаз; 3) Fe, NaCl, лёд; 4) N_2, Al, CO_2.

4. Немолекулярным строением обладает каждое из двух веществ:

1) $MgCl_2$ и H_2O; 2) $C_{12}H_{22}O_{11}$ и C_2H_5OH; 3) CaO и Ag; 4) SiO_2 и CO_2.

5. С чем связана полярность связей? Что такое электроотрицательность атома?

6. Полярность связей растёт в ряду

1) H_2S, H_2O, H_2Te; 2) HF, HCl, HI; 3) PH_3, NH_3, H_2O; 4) CH_4, SiH_4, HF.

7. Вещества, имеющие ионную кристаллическую решётку, расположены в ряду

1) $KClO_3$, CH_3COONa, Li_2S; 2) $Ca(OH)_2$, Zn, $CuBr_2$; 3) $AgNO_3$, H_2S, K_2SO_4; 4) $MgCl_2$, CaI_2, H_2SO_4.

8. В каком ряду **все** вещества могут образовывать водородные связи:

1) CH_3COOH, H_2O, H_2; 2) CH_3OH, NH_3, HF; 3) H_2O, H_2Se, $CH_4$4) CH_2O, C_2H_5OH, C_2H_4.

Глава 5. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

5.1. Зависимость скорости химической реакции от различных факторов

Понятие «скорость» довольно часто встречается в литературе. Из физики известно, что чем большее расстояние преодолеет материальное тело (человек, поезд, космический корабль) за определённый отрезок времени, тем выше скорость этого тела.

А как измерить скорость химической реакции, которая никуда «не идёт» и никакое расстояние не преодолевает? Для того чтобы ответить на этот вопрос, следует выяснить, а что **всегда** меняется в **любой** химической реакции? Поскольку любая химическая реакция — это процесс изменения вещества, то исходное вещество в ней исчезает, превращаясь в продукты реакции. Таким образом, в ходе химической реакции всегда изменяется количество вещества, уменьшается число частиц исходных веществ, а значит, и его **концентрация** (С).

Задание ЕГЭ. Скорость химической реакции пропорциональна изменению:

1) концентрации вещества в единицу времени;
2) количеству вещества в единице объёма;
3) массы вещества в единице объёма;
4) объёму вещества в ходе реакции.

А теперь сравните свой ответ с правильным:

скорость химической реакции равна изменению концентрации реагирующего вещества в единицу времени:

$$V = -\frac{C_1 - C_0}{t_1 - t_0}, \qquad (1)$$

где C_1 и C_0 — концентрации реагирующих веществ, конечная и начальная, соответственно; t_1 и t_2 — время эксперимента, конечный и начальный отрезок времени, соответственно.

Вопрос. Как вы считаете, какая величина больше: C_1 или C_0? t_1 или t_0?

Поскольку реагирующие вещества всегда расходуются в данной реакции, то

$$\Delta C < 0 \quad \text{и} \quad \Delta t > 0$$

Таким образом, отношение этих величин всегда отрицательно, а скорость не может быть величиной отрицательной. Поэтому в формуле появляется знак «минус», который одновременно говорит о том, что скорость **любой** реакции с течением времени (при неизменных условиях) всегда **уменьшается**.

Итак, скорость химической реакции равна:

$$V = -\frac{\Delta C}{\Delta t} \qquad (1а)$$

Возникает вопрос, в каких единицах следует измерять концентрацию реагирующих веществ (C) и почему? Для того чтобы ответить на него, нужно понять, какое условие является **главным** для протекания любой химической реакции.

Для того чтобы частицы прореагировали, необходимо, чтобы они, как минимум, столкнулись. Поэтому *чем выше число частиц* (число молей) в единице объёма, тем чаще они сталкиваются, тем выше вероятность химической реакции.* Поэтому при измерении скоростей химических процессов используют **молярную концентрацию** веществ в реагирующих смесях.

Молярная концентрация вещества показывает, сколько молей его содержится в 1 литре раствора:

$$C = \frac{\nu}{V} \text{ моль/литр} \qquad (2)$$

Итак, чем больше молярная концентрация реагирующих веществ, тем больше частиц в единице объёма, тем чаще они сталкиваются, тем выше (при прочих равных условиях) скорость химической реакции. Поэтому основным законом химической кинетики (это наука о скорости химических реакций) является **закон действующих масс**.

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

---

* О том, что такое «моль», читай в главе 29.1.

Для реакции типа А + В →... математически этот закон можно выразить так:

$$V = k \cdot C_a \cdot C_b. \qquad (3)$$

Если реакция более сложная, например:

2А + В → или, что тоже самое А + А + В → ..., то

$$V = k \cdot C_a^2 \cdot C_b. \qquad (4)$$

Таким образом, в уравнении скорости появился показатель степени «**два**», который соответствует коэффициенту **2** в уравнении реакции. Для более сложных уравнений бо́льшие показатели степеней, как правило, не используют. Это связано с тем, что вероятность одновременного столкновения, скажем, трёх молекул А и двух молекул В крайне мала. Поэтому многие реакции протекают в несколько стадий, в ходе которых сталкивается не более трёх частиц, и каждая стадия процесса протекает с определённой скоростью. Эту скорость и кинетическое уравнение скорости для неё определяют экспериментально.

Вышеприведённые уравнения скорости химической реакции (3) или (4) справедливы только для **гомогенных** реакций, т. е. для таких реакций, когда реагирующие вещества не разделяет поверхность. Например, реакция происходит в водном растворе, и оба реагирующих вещества хорошо растворимы в воде или для любой смеси газов.

Другое дело, когда происходит **гетерогенная** реакция. В этом случае между реагирующими веществами имеется поверхность раздела, например, углекислый *газ* реагирует с водным *раствором* щёлочи. В этом случае любая молекула газа с равной вероятностью может вступить в реакцию, поскольку эти молекулы быстро и хаотично двигаются. А частицы жидкого раствора? Эти частицы двигаются чрезвычайно медленно, и те частицы щёлочи, которые находятся «на дне», практически не имеют шансов вступить в реакцию с углекислым газом, если раствор не перемешивать постоянно. Реагировать будут только те частицы, которые «лежат на поверхности». Значит, для *гетерогенных* реакций —

скорость реакции зависит от величины площади поверхности раздела, которая увеличивается при измельчении.

Поэтому очень часто реагирующие вещества измельчают (например, растворяют в воде), пищу тщательно пережёвывают, а в процессе приготовления — растирают, пропускают через мясорубку и т. д. Не измельчённый пищевой продукт практически не усваивается!

Таким образом, с максимальной скоростью (при прочих равных условиях) протекают гомогенные реакции в растворах и между газами, (если эти газы реагируют при н. у.), причём в растворах, где молекулы располагаются «рядом», а измельчение такое же, как в газах (и даже больше!), — скорость реакции выше.

Задание ЕГЭ. Какая из реакций протекает с наибольшей скоростью при комнатной температуре:

а) углерода с кислородом;

б) железа с соляной кислотой;

в) железа с раствором уксусной кислоты

г) растворов щёлочи и серной кислоты.

В данном случае нужно найти, какой процесс является гомогенным.

Следует отметить, что скорость химической реакции между газами или гетерогенной реакции, в которой участвует газ, зависит и от давления, поскольку при увеличении давления газы сжимаются, и концентрация частиц увеличивается (см. формулу 2). На скорость реакций, в которых газы не участвуют, изменение давления влияния не оказывает.

Задание ЕГЭ. На скорость химической реакции между раствором кислоты и железом не оказывает влияния

а) концентрация кислоты;

б) измельчение железа;

в) температура реакции;

г) увеличение давления.

И наконец, скорость реакции зависит и от реакционной способности веществ. Например, если с веществом реагирует кислород, то при прочих равных условиях, скорость реакции будет выше, чем при взаимодействии этого же вещества с азотом. Дело в том, что реакционная способность кислорода заметно выше, чем у азота. Причину этого явления мы рассмотрим в следующей части Самоучителя (глава 14).

Задание ЕГЭ. С большей скоростью идёт химическая реакция между соляной кислотой и

а) медью;
б) железом;
в) магнием;
г) цинком.

Следует отметить, что далеко не каждое столкновение молекул приводит к их химическому взаимодействию (химической реакции). В газовой смеси водорода и кислорода при обычных условиях происходит несколько миллиардов столкновений в секунду. Но первые признаки реакции (капельки воды) появятся в колбе только через несколько лет. В таких случаях говорят, что реакция *практически не идёт*. Но она *возможна*, иначе чем объяснить тот факт, что при нагревании этой смеси до 300 °С колба быстро запотевает, а при температуре 700 °С прогремит страшный взрыв! Недаром смесь водорода и кислорода называют «гремучим газом».

Вопрос. Как вы полагаете, почему скорость реакции так резко возрастает при нагревании?

Скорость реакции возрастает потому, что, во-первых, увеличивается число столкновений частиц, а во-вторых, увеличивается число *активных* столкновений. Именно активные соударения частиц приводят к их взаимодействию. Для того чтобы произошло такое соударение, частицы должны обладать определённым запасом энергии.

Энергия, которой должны обладать частицы, для того чтобы произошла химическая реакция, называется энергией активации.

Эта энергия расходуется на преодоление сил отталкивания между внешними электронами атомов и молекул и на разрушение «старых» химических связей.

Возникает вопрос: как повысить энергию реагирующих частиц? Ответ простой — повысить температуру, поскольку при повышении температуры возрастает скорость движения частиц, а, следовательно, их кинетическая энергия.

Правило *Вант-Гоффа****:**

при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции возрастает в 2—4 раза.

---

* **ВАНТ-ГОФФ Якоб Хендрик** (30.08.1852—1.03.1911) — голландский химик. Один из основателей физической химии и стереохимии. Нобелевская премия по химии № 1 (1901).

Следует заметить, что это правило (не закон!) было установлено экспериментально для реакций, «удобных» для измерения, то есть для таких реакций, которые протекали не слишком быстро и не слишком медленно и при температурах, доступных экспериментатору (не слишком высоких и не слишком низких).

Вопрос. Как вы полагаете, как можно быстрее приготовить картофель: отварить его или обжарить в слое масла?

Если мы хотим сохранить пищевые продукты, — мы их охлаждаем или замораживаем.

Для того чтобы как следует уяснить себе смысл описываемых явлений, можно сравнить реагирующие молекулы с группой учеников, которым предстоит прыгать в высоту. Если им поставлен барьер высотой 1 м, то ученикам придётся как следует разбежаться (повысить свою «температуру»), чтобы преодолеть барьер. Тем не менее всегда найдутся ученики («неактивные молекулы»), которые взять этот барьер не смогут.

Что делать? Если придерживаться принципа: «Умный в гору не пойдёт, умный гору обойдёт», то следует просто опустить барьер, скажем, до 40 см. Тогда любой ученик сможет преодолеть барьер. На молекулярном уровне это означает: *для того чтобы увеличить скорость реакции, нужно уменьшить энергию активации в данной системе*.

В реальных химических процессах эту функцию выполняет катализатор.

Катализатор — это вещество, которое изменяет скорость химической реакции, оставаясь при этом *неизменным* к концу химической реакции.

Катализатор *участвует* в химической реакции, взаимодействуя с одним или несколькими исходными веществами. При этом образуются промежуточные соединения, и изменяется энергия активации. Если промежуточное соединение более активно (активный комплекс), то энергия активации понижается, а скорость реакции увеличивается.

Например, реакция между SO_2 и O_2 происходит очень медленно, при нормальных условиях *практически не идёт*. Но в присутствии NO скорость реакции резко возрастает. Сначала NO *очень быстро* реагирует с O_2:

$$NO + O_2 \rightarrow NO_2;$$

полученный диоксид азота *быстро* реагирует с оксидом серы (IV):

$$NO_2 + SO_2 \rightarrow NO + SO_3.$$

Задание 5.1. Покажите на этом примере, какое вещество является катализатором, а какое — активным комплексом.

И наоборот, если образуются более пассивные соединения, то энергия активации может возрасти настолько, что реакция при данных условиях практически происходить не будет. Такие катализаторы называются *ингибиторами*.

На практике применяются оба типа катализаторов. Так особые органические катализаторы — **ферменты** — участвуют абсолютно во всех биохимических процессах: переваривании пищи, сокращении мышц, дыхании. Без ферментов невозможно существование жизни!

Ингибиторы необходимы для того, чтобы защитить металлические изделия от коррозии, жиросодержащие пищевые продукты от окисления (прогоркания). Некоторые лекарства также содержат ингибиторы, которые угнетают жизненные функции микроорганизмов и тем самым уничтожают их.

Катализ может быть гомогенным и гетерогенным. Примером гомогенного катализа служит действие NO (это катализатор) на процесс окисления диоксида серы. Примером гетерогенного катализа может служить действие нагретой меди на спирт:

$$C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CH_3-\underset{\diagdown\atop H}{C}=O$$

Эта реакция идёт в две стадии:

1. $Cu + O_2 \rightarrow CuO$
2. $C_2H_5OH + CuO \rightarrow CH_3-\underset{\diagdown\atop H}{C}=O + Cu + H_2O$

Задание 5.2. Определите, какое вещество в этом случае является катализатором? Почему этот вид катализа называется гетерогенным?

На практике чаще всего используется гетерогенный катализ, где катализаторами служат твёрдые вещества: металлы,

их оксиды и др. На поверхности этих веществ имеются особые точки (узлы кристаллической решётки), где, собственно и происходит каталитическая реакция. Если эти точки закрыть посторонними веществом, то катализ прекращается. Это вещество, губительное для катализатора, называется *каталитическим ядом*. Другие вещества — *промоторы* — наоборот, усиливают каталитическую активность.

Катализатор может изменить направление химической реакции, то есть, меняя катализатор, можно получать разные продукты реакции. Так, из спирта C_2H_5OH в присутствии оксидов цинка и алюминия можно получить бутадиен, а в присутствии концентрированной серной кислоты — этилен.

Таким образом, в ходе химической реакции изменяется энергия системы. Если в ходе реакции **энергия выделяется** в виде теплоты **Q**, такой процесс называется **экзотермическим**:

$$Q > 0.$$

Для **эндо**термических процессов теплота поглощается, т. е. тепловой эффект $\mathbf{Q < 0}$.

Задание 5.3. Определить, какой из предложенных процессов экзотермический, а какой — эндотермический:

а) $2H_2 + O_2 \rightleftarrows 2H_2O + 571$ кДж

б) $CO_2 + C = 2CO - 172{,}4$ кДж

Уравнение химической реакции, в котором указан тепловой эффект, называется термохимическим уравнением реакции. Для того чтобы составить такое уравнение, необходимо рассчитать тепловой эффект на 1 моль реагирующего вещества.

Задача. При сжигании 6 г магния выделилось 153,5 кДж теплоты. Составить термохимическое уравнение этой реакции.

Решение. Составим уравнение реакции и укажем НАД формулами, что дано:

$$\begin{array}{l} \quad 6\ \text{г} \qquad\qquad\qquad 153{,}5\ \text{кДж} \\ 2Mg + O_2 = 2MgO + Q \\ 2\ \text{моль} \\ m = 2 \cdot 24 = 48\ \text{г} \quad \rightarrow \quad x,\ \text{кДж} \end{array}$$

Составив пропорцию, найдём искомый тепловой эффект реакции:

6 г → 153,5 кДж

48 г → x, кДж, $\qquad x = 48 \cdot 153{,}5 : 6 = 1228$ кДж

Термохимическое уравнение этой реакции:

$$2\ Mg + O_2 = 2\ MgO + 1228\ кДж$$

или

$$Mg + 1/2\ O_2 = MgO + 614\ кДж$$

Такие задачи приведены в заданиях **большинства** вариантов ЕГЭ! Например.

Задание ЕГЭ. Согласно термохимическому уравнению реакции

$$CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)} + 802\ кДж$$

количество теплоты, выделившейся при сжигании 8 г метана, равно:

1) 1604 кДж; 2) 1203 кДж; 3) 601,5 кДж; 4) 401 кДж.

5.2. Обратимость химических процессов. Принцип Ле-Шателье*

Реакции бывают обратимыми и необратимыми.

Необратимыми называют такие реакции, для которых не существует условий, при которых возможен обратный процесс.

Примером таких реакций могут служить реакции, которые происходят при скисании молока, или когда сгорела вкусная котлета. Как невозможно пропустить мясной фарш назад через мясорубку (и получить снова кусок мяса), также невозможно «реанимировать» котлету или сделать свежим молоко.

Но зададим себе простой вопрос: является ли необратимым процесс:

$$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3?$$

Для того чтобы ответить на этот вопрос, попробуем вспомнить, можно ли осуществить обратный процесс? Да! Разложение известняка (мела) с целью получить негашёную известь CaO используется в промышленном масштабе:

* **ЛЕ ШАТЕЛЬЕ Анри Луи** (8.10.1850–17.09.1936) — французский физико-химик и металловед. Сформулировал общий закон смещения равновесия (1884).

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2\uparrow$$

Таким образом, существуют условия, при которых с ощутимой скоростью протекают *оба* процесса:

$$CaO + CO_2 \rightleftarrows CaCO_3$$

Более того, существуют условия, при которых *скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции.*

$$v_{прямой} = v_{обратной} \quad (5)$$

В этих условиях устанавливается химическое равновесие. В это время реакция не прекращается, но число полученных частиц равно числу разложившихся частиц. Поэтому *в состоянии химического равновесия концентрации реагирующих частиц не изменяются*. Например, для нашего процесса в момент химического равновесия

$$[CO_2] = const,$$

знак [] означает *равновесная концентрация*.

Возникает вопрос, что произойдёт с равновесием, если повысить или понизить температуру, изменить другие условия? Ответить на подобный вопрос можно, зная **принцип Ле-Шателье**:

если изменить условия (t, p, c), при которых система находится в состоянии равновесия, то равновесие сместится в сторону того процесса, который ***противодействует изменению***.

Другими словами, равновесная система всегда противится любому воздействию извне, как противится воле родителей капризный ребёнок, который делает «всё наоборот».

Рассмотрим пример. Пусть установилось равновесие в реакции получения аммиака:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

Вопросы. Одинаково ли число молей реагирующих газов до и после реакции? Если реакция идёт в замкнутом объёме, когда давление больше: до или после реакции?

Очевидно, что данный процесс происходит с уменьшением числа молекул газов, значит, *давление* в ходе прямой реакции уменьшается. В *обратной* реакции — наоборот, давление в смеси *увеличивается*.

Зададим себе вопрос, что произойдёт, если в этой системе **повысить** давление? По принципу Ле-Шателье пойдёт та реакция, которая «делает наоборот», т. е. **понижает** давление. Это — прямая реакция: меньше молекул газа — меньше давление.

Итак, *при* повышении *давления равновесие смещается в сторону прямого процесса, где* давление понижается*, так как уменьшается число молекул* газов.

Задание ЕГЭ. При **повышении** давления равновесие смещается **вправо** в системе:

а) $2CO_{2(г)} \rightleftarrows 2CO_{(г)} + O_{2(г)}$ в) $PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)} \rightleftarrows PCl_{5(г)}$

б) $C_2H_{4(г)} \rightleftarrows C_2H_{2(г)} + H_{2(г)}$ г) $H_{2(г)} + Cl_{2(г)} \rightleftarrows 2HCl_{(г)}$

Если в результате реакции *число молекул* газов не меняется, то изменение давления на положение равновесия не оказывает влияние.

Задание ЕГЭ. Изменение давления оказывает влияние на смещение равновесия в системе:

а) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2SO_{3(г)}$ в) $PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)} \rightleftarrows PCl_{5(г)}$

б) $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftarrows CO_{2(г)} + H_{2(г)}$ г) $H_{2(г)} + I_{2(г)} \rightleftarrows 2HI_{(г)}$

Положение равновесия этой и любой другой реакции зависит от концентрации реагирующих веществ: увеличивая концентрацию исходных веществ и уменьшая концентрацию полученных веществ, мы всегда смещаем равновесие в сторону прямой реакции (вправо).

Задание ЕГЭ. Химическое равновесие в системе

$$CO_{2(г)} + C_{(тв)} \rightleftarrows CO_{(г)} - Q$$

сместится влево при:

а) повышении давления;

б) понижении температуры;

в) повышении концентрации CO;

г) понижении концентрации CO.

Процесс синтеза аммиака экзотермичен, то есть сопровождается выделением теплоты, то есть *повышением температуры* в смеси.

Вопрос. Как сместится равновесие в этой системе при *понижении температуры*?

Рассуждая аналогично, делаем **вывод**: при понижении *температуры равновесие сместится в сторону образования аммиака, так как в этой реакции теплота выделяется, а температура* повышается.

Вопрос. Как изменится скорость химической реакции при понижении температуры?

Очевидно, что при понижении температуры резко понизится скорость обеих реакций, т. е. придётся очень долго ждать, когда же установится желаемое равновесие. Что делать? В этом случае необходим *катализатор*. Он хотя и *не влияет на положение равновесия*, но ускоряет наступление этого состояния.

Задание ЕГЭ. Химическое равновесие в системе

$$2\,NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows NO_{2(г)} + Q$$

смещается в сторону образования продукта реакции при:

а) повышении давления;

б) повышении температуры;

в) понижении давления;

г) применении катализатора.

ВЫВОДЫ по главе 5

Скорость химической реакции зависит от:

- природы реагирующих частиц;
- концентрации или площади поверхности раздела реагирующих веществ;
- температуры;
- наличия катализатора.

Равновесие устанавливается, когда скорость прямой реакции равна скорости обратного процесса. В этом случае равновесная концентрация реагирующих веществ не меняется. Состояние химического равновесия зависит от условий и подчиняется принципу Ле-Шателье.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 5

1. Какие из следующих факторов влияют на скорость химической реакции: концентрация реагирующих веществ; давление, температура; объём сосуда, форма сосуда, катализатор?

Почему и каким образом?

2. Изменяется ли скорость реакции с течением времени (при неизменных условиях)? Как и почему?

3. Чем объясняется взрывоопасность многих веществ, которые находятся в виде паров или пыли?

4. От увеличения площади поверхности соприкосновения реагентов **не зависит** скорость реакции между

1) серой и алюминием; 2) водорода с хлором;
3) хлором и алюминием; 4) магнием и соляной кислотой.

5. Как изменится скорость горения газа CH_4 в кислороде, если чистый кислород заменить воздухом?

6. Как изменится скорость горения газа CH_4, если давление в системе увеличить в 3 раза?

7. Для реакции горения ацетилена C_2H_2 $\Delta H = -2610$ кДж/моль. Сколько теплоты выделится, если израсходовано: а) 39 г ацетилена; б) 1,12 л ацетилена; в) 3 моль ацетилена?

8. Как будет влиять изменение температуры и давления на состояние равновесия:

а) $2NO_{(газ)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2NO_{2(газ)} + Q$;

б) $SO_2 + O_2 \rightleftarrows SO_3 - Q$;

в) $CaO_{(тв)} + CO_{2(газ)} \rightleftarrows CaCO_{3(тв)} + Q$;

г) $CO + O_2 \rightleftarrows CO_2; \Delta H < 0$.

Вы можете проверить степень усвоения материала этой главы, выполнив упражнения ЕГЭ из разделов 20 и 31, а также решив задачи (см. главу 30.2):

Задания ЕГЭ

9. Реакция горения аммиака

$$4NH_{3(г)} + 3O_{2(г)} \rightleftarrows 4N_{2(г)} + 6H_2O + Q_{(г)}$$

является реакцией:

1) соединения, каталитической, эндотермической;

2) замещения, каталитической, экзотермической;

3) окислительно-восстановительной, некаталитической, экзотермической;

4) обмена, некаталитической, эндотермической.

10. Согласно уравнению реакции

$$2CO + O_2 = 2CO_2 + 566 \text{ кДж}$$

при сжигании угарного газа выделилось 152 кДж теплоты. Чему равен объём сгоревшего газа?

11. Для увеличения скорости химической реакции

$$Fe_{(тв)} + H^+ = Fe_{(тв)} + H_{2(г)}$$

необходимо:

1) увеличить концентрацию ионов железа;

2) повысить давление;

3) увеличить концентрацию кислоты;

4) понизить температуру

(при затруднении см. главу 6.2).

Глава 6. | РАСТВОРЫ

6.1. Понятие о растворах

Нет на Земле человека, который никогда не видел бы растворов. А что это такое?

Раствор — это **однородная** *(гомогенная)* смесь двух или более компонентов (составных частей, или веществ).

Что такое однородная смесь? Однородность смеси предполагает, что между составляющими её веществами *отсутствует поверхность раздела*. В этом случае невозможно, по крайней мере, визуально, определить, сколько веществ образовало данную смесь. Например, глядя на стакан водопроводной воды, трудно предположить, что в ней, кроме молекул воды, содержится еще добрый десяток ионов и молекул ($\mathbf{O_2}$, $\mathbf{CO_2}$, $\mathbf{Ca^{2+}}$ и другие). И никакой микроскоп не поможет увидеть эти частицы.

Но отсутствие поверхности раздела — не единственный признак однородности. В однородной смеси *состав смеси в любой точке одинаков*. Поэтому для получения раствора нужно тщательно перемешать образующие его компоненты (вещества).

Растворы могут иметь разное агрегатное состояние:

- газообразное (например, смесь газов: $\mathbf{O_2}$, $\mathbf{N_2}$, $\mathbf{CO_2}$, **Ar** образуют воздух);
- жидкое (например, одеколон, сироп, рассол);
- твёрдое (например, сплавы).

Одно из веществ, которые образуют раствор, называется растворителем. Растворитель имеет то же агрегатное состояние, что и раствор. Так, для жидких растворов — это жидкость: вода, масло, бензин и т. д. Чаще всего на практике применяются водные растворы. О них и пойдет далее речь (если не будет сделана соответствующая оговорка).

Что происходит при растворении различных веществ в воде? Почему одни вещества хорошо растворяются в воде, а другие — плохо? От чего зависит растворимость — способность вещества растворяться в воде?

Представим себе, что в стакан тёплой водой положили кусочек сахара. Полежал он, уменьшился в размерах и... исчез.

Куда? Неужели нарушается *Закон сохранения вещества* (его массы, энергии)? Нет. Сделайте глоток полученного раствора, и вы убедитесь, что вода сладкая, сахар не исчез. Но почему его не видно?

Дело в том, что в ходе растворения происходит *дробление* (измельчение) вещества. В данном случае кусочек сахара распался на молекулы, а их мы видеть не можем. Да, но почему сахар, лежащий на столе, не распадается на молекулы? Почему кусочек маргарина, опущенный в воду, тоже никуда не исчезает? Дело в том, что дробление растворяемого вещества происходит *под действием растворителя,* например воды. Но растворитель сможет «растащить» кристалл, твёрдое вещество на молекулы, если сумеет «уцепиться» за эти частицы. Другими словами, при растворении вещества должно быть *взаимодействие между веществом и растворителем.* Такое взаимодействие между веществом и растворителем называется *сольватацией,* а в случае *воды — гидратацией.*

Когда возможно такое взаимодействие? Только в том случае, когда строение веществ (и растворяемого, и растворителя) похоже, подобно. Издавна известно правило алхимиков: «подобное растворяется в подобном». В наших примерах молекулы сахара полярны, и между ними и полярными молекулами воды существуют определённые силы взаимодействия. Такие силы отсутствуют между *неполярными* молекулами жира и *полярными* молекулами воды. Поэтому жиры в воде не растворяются. Таким образом, растворимость зависит *от природы растворяемого вещества и растворителя*.

В результате взаимодействия между растворяемым веществом и водой образуются соединения — *гидраты*. Это могут быть очень прочные соединения:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4, \text{ или } H_2O \cdot SO_3$$

гидрат окиси серы (VI),
или серная кислота

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2, \text{ или } CaO \cdot H_2O$$

гидрат окиси кальция,
или гидроксид кальция

Такие соединения существуют как индивидуальные вещества: основания, кислородсодержащие кислоты*. Естествен-

* Их общее название — **гидроксиды**.

но, при образовании таких прочных соединений возникают прочные химические связи, выделяется теплота. Так, при растворении **CaO** (негашёная известь) в воде выделяется так много теплоты, что смесь закипает.

Но почему при растворении сахара или соли в воде полученный раствор не нагревается? Во-первых, далеко не все гидраты так прочны, как серная кислота или гидроксид кальция. Существуют гидраты солей (*кристаллогидраты*), которые легко разлагаются при нагревании:

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \xrightarrow{t^\circ} CuSO_4 + 5H_2O$$

Кристаллогидрат
(медный купорос)

Многие гидраты не выделены в свободном виде, а это означает, что при их образовании выделяется сравнительно мало теплоты.

Во-вторых, *всегда* при растворении, как уже упоминалось, идёт процесс дробления. А на это, естественно, затрачивается энергия, поглощается теплота.

Поскольку оба процесса происходят одновременно, раствор может нагреваться или охлаждаться в зависимости от того, какой процесс преобладает.

Вопрос. Какой процесс: дробление или гидратация преобладает в каждом случае:

а) при растворении серной кислоты в воде, если раствор нагрелся;

б) при растворении нитрата аммония в воде, если раствор охладился;

в) при растворении поваренной соли в воде, если температура раствора практически не изменилась в ходе растворения.

Поскольку при растворении изменяется температура раствора, естественно предположить, что *растворимость зависит от температуры*. Действительно, растворимость большинства твёрдых веществ увеличивается при нагревании. Растворимость газов при нагревании уменьшается. Поэтому твёрдые вещества обычно растворяют в тёплой или горячей воде, а газированные напитки хранят на холоде.

Растворимость (способность растворяться) веществ *не зависит от измельчения вещества или интенсивности перемешивания*. Но, измельчая вещество, перемешивая готовый раствор, можно ускорить процесс растворения. Таким образом, изменяя условия получения раствора, можно получать растворы разных составов. Естественно, существует предел, достигнув которого легко обнаружить, что вещество больше не растворяется в воде. Такой раствор называется *насыщенным*. Для хорошо растворимых веществ насыщенный раствор будет содержать много растворённого вещества. Так, насыщенный раствор KNO_3 при 100 °C содержит 245 граммов соли на 100 граммов воды (в 345 граммах раствора), это *концентрированный* раствор. Насыщенные растворы плохо растворимых веществ содержат ничтожные массы растворённых соединений. Так, насыщенный раствор хлорида серебра содержит 0,15 мг AgCl в 100 г воды. Это очень *разбавленный* раствор.

Таким образом, если раствор содержит много растворённого вещества по отношению к растворителю, то он называется концентрированным, если вещества мало — то разбавленным. Очень часто от состава раствора зависят его свойства, а значит, и применение.

Так, разбавленный раствор уксусной кислоты (столовый уксус) используют как вкусовую приправу, а концентрированный раствор этой кислоты (уксусная эссенция) может вызвать смертельный ожог при неосторожном применении (приёме внутрь).

Для того чтобы точно отразить состав растворов, используют величину, равную массовой доле растворенного вещества ω:

$$\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})},$$

где *m*(вещества) — масса растворённого вещества в растворе; *m*(раствора) — общая масса раствора, содержащая растворённое вещество и растворитель.

Так, если 100 граммов уксуса содержат 6 граммов уксусной кислоты, то речь идёт о 6 %-ном растворе уксусной кислоты (это — столовый уксус). Способы решения задач с использованием понятия массовой доли растворённого вещества рассмотрены в главе 30.2.

6.2. Электролитическая диссоциация

Всем известно, что металлы проводят электрическим ток. А проводят ли электрический ток растворы? Если бы мы попытались ответить на этот вопрос при помощи опыта, то убедились бы, что раствор сахара не проводит электрический ток, а раствор поваренной соли проводит. Почему? Может быть, исходные вещества — вода или сухой хлорид натрия — электропроводны? Но аналогичный опыт показывает — эти вещества, каждое само по себе, электрический ток проводить не могут.

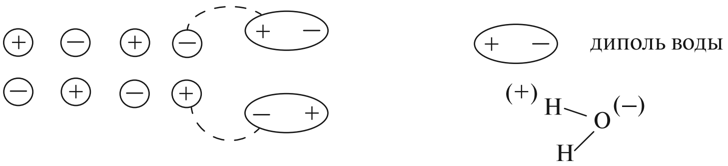
Для того чтобы объяснить результаты этих опытов и понять смысл явления, необходимо ответить на вопрос: почему вообще некоторые вещества, например металлы, проводят электрический ток? Это происходит потому, что в металлах имеются «свободные» заряженные частицы — электроны. С направленным движением этих заряженных частиц связана электропроводность металлов. Таким образом, если раствор NaCl проводит электрический ток, то, значит, *в этом растворе* тоже *образуются* какие-то *заряженные частицы*. Если раствор сахара не проводит электрический ток, значит, в растворе сахара заряженных частиц не образуется. Исходя из этого, такие вещества называют:

- NaCl — **электролит**;
- Сахар — **неэлектролит**.

Итак: **ЭЛЕКТРОЛИТЫ — это вещества, растворы (и расплавы) которых проводят электрический ток. А ПОЧЕМУ?**

Теперь нам осталось выяснить: откуда в растворе NaCl появились заряженные частицы? Вспомните, какой тип химической связи имеется в кристалле поваренной соли? Ионная связь! То есть связь между *заряженными* частицами — ионами. Значит, хлорид натрия состоит из разноимённо заряженных частиц! Но почему тогда сухой хлорид натрия не проводит электрический ток? Потому что между ионами в кристалле существуют достаточно сильные электростатические взаимодействия. А в воде? Посмотрите на рис. 26.

Между ионами соли и молекулами воды возникают довольно значительные силы электростатического взаимодействия. В результате молекулы воды «растаскивают» кристалл на «кусочки» (ионы). Будут ли возникать такие взаимодействия в следующих случаях (рис. 27)?



Какая связь между атомами H–O?

Рис. 26. Взаимодействие диполей воды с кристаллом поваренной соли

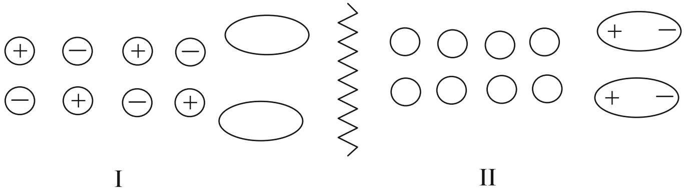


Рис. 27. Варианты взаимодействия веществ с растворителями

Очевидно, нет! В обоих случаях или растворитель (случай I), или вещество (случай II) неполярны, и взаимодействия, притяжение частиц друг к другу, ничтожны.

Вывод. Взаимодействие между веществом и растворителем возможно, если и вещество, и растворитель имеют достаточно *полярные* связи.

Следствием такого взаимодействия является **диссоциация** — распад вещества на **ионы**. При этом образуются положительно заряженные ионы — **катионы** и отрицательно заряженные ионы — **анионы**.

Электролитическая диссоциация — процесс распада электролитов на ионы под действием полярных молекул растворителя (чаще всего — воды).

Задание 6.1. Будут ли проводить электрический ток:
а) раствор HCl в воде;
б) раствор NaCl в бензине;
в) раствор азота в воде;
г) 100 %-ная серная кислота?
Дайте пояснения.

Если вы всё правильно поняли и правильно ответили, то электропроводность возникнет только в первом случае, а в остальных случаях отсутствуют необходимые для этого условия. Попробуйте сформулировать, какие это условия?

Итак.

Вещества, способные в растворах или расплавах распадаться на ионы и, как следствие, проводить в этом состоянии электрический ток, называются **электролитами**.

К **электролитам** относят:

- основания;
- кислоты;
- соли.

Это могут быть как неорганические, так и органические вещества. Правда, большинство *органических* веществ являются неэлектролитами. Это углеводороды (бензин), углеводы (сахар), спирты (глицерин) и другие (см. главы 17—28 данного пособия).

Задание ЕГЭ. Электролитом является каждое из двух веществ:

1) глюкоза и этиловый спирт;
2) ацетат натрия и гидроксид калия;
3) уксусная кислота и бензол;
4) сахар и повареная соль.

Задание ЕГЭ. Электрический ток проводят:

1) спиртовой раствор йода,
2) расплав парафина,
3) расплав ацетата калия,
4) водный раствор глюкозы.

Если проверить электропроводность растворов электролитов одного класса, например кислот, то окажется, что в одном случае лампочка вспыхивает ярко, в другом — еле светится. Если принять во внимание, что концентрация веществ в обоих растворах одинакова, — как можно объяснить наблюдения?

Объяснение одно — в первом случае образуется большее число ионов (заряженных частиц), во втором — меньшее. То есть в первом случае электролитическая диссоциация идёт в значительней степени. Такие электролиты называются сильными, и в их растворах *много* ионов или почти нет (а иногда и совсем нет) молекул. Эти вещества построены по ионному типу или содержат сильнополярные ковалентные связи.

К **СИЛЬНЫМ электролитам** относятся:

- почти **все соли**;
- **кислоты: HCl, HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$** и др.;
- **щёлочи** (кроме NH_4OH).

Вопрос. Что такое «щёлочь»? (В случае затруднений — см. главу 2.3.)

В растворах *слабых* электролитов много молекул вещества и *мало* ионов; электролитическая диссоциация идёт не полностью.

К *слабым* электролитам относятся:

- вода;
- кислоты: $\mathbf{H_2CO_3}$, $\mathbf{H_2S}$, $\mathbf{H_2SiO_3}$, $\mathbf{HNO_2}$ и др.;
- $\mathbf{NH_4OH}$ и нерастворимые основания.

Фосфорная и сернистая кислоты — электролиты средней силы.

Задание 6.2. Выучите *наизусть* формулы сильных и слабых электролитов. Вспомните их названия.

Силу электролита можно оценить при помощи степени диссоциации α, которая показывает, какая часть растворённых молекул распалась на ионы:

$$\alpha = \frac{n}{N},$$

где n — число молекул, распавшихся на ионы; N — общее число молекул электролита в растворе.

В *разбавленных* растворов сильных электролитов степень диссоциации $\alpha = 1$ (или близка к этой величине), т. е. молекул практически нет. Для *слабых электролитов* $\alpha < 0{,}05$, то есть в *разбавленных* растворах слабых электролитов число распавшихся молекул не превышает 5 %. В растворах таких веществ *очень мало ионов* по сравнению с общим числом растворённых молекул электролита.

Обратите внимание, что в обоих случаях речь идёт о *разбавленных* растворах, поскольку α зависит от разбавления: в концентрированном растворе даже очень сильного электролита очень мало молекул растворителя. А именно молекулы растворителя являются *причиной* диссоциации.

Как же происходит электролитическая диссоциация?

СОЛИ *диссоциируют на катион металла (или аммония) и анион кислотного остатка*. При составлении таких уравнений следует учитывать правила:

Запомните! 1. Заряд иона совпадает по величине с валентностью данного атома (группы атомов);

2. Число катионов и анионов может быть различным, но суммарный положительный заряд катионов равен суммарному отрицательному заряду анионов. Раствор остается электронейтральным!

$$\overset{III}{Al_2}\overset{II}{(SO_4)_3} \longrightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$$

Проверьте: 2 · (3+) = 3 · (2–), 6+ = 6–

Вывод. Для составления уравнения электролитической диссоциации:

- составьте химическую формулу соединения, укажите **валентность** составных частей;
- *по индексам* укажите *число* образовавшихся ионов:

$$K_3PO_4 \longrightarrow 3K^{?} + PO_4^{?}$$

Одна группа

- *по валентности* укажите *заряды* ионов:

$$\overset{I}{K_3}\overset{III}{PO_4} \longrightarrow 3K^{I+} + PO_4^{3-}$$

Задание 6.3. Составьте уравнения электролитической диссоциации **нитрата хрома (III), карбоната натрия, сульфида калия, сульфата железа (III), сульфата железа (II).**

ОСНОВАНИЯ *диссоциируют на катион металла* (или аммония NH_4^+) и *анион* **OH⁻**:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$
$$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\,OH^-$$

Задание 6.4. Составьте уравнения диссоциации **гидроксида калия; гидроксида аммония, гидроксида бария.**

КИСЛОТЫ *диссоциируют на катион водорода и анион кислотного остатка*:

$$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$$

Задание 6.5. Составьте уравнения диссоциации **соляной кислоты, серной кислоты, фосфорной кислоты.**

Для многоосновных кислот диссоциация может происходить ступенчато. Это означает, что на каждой стадии отщепляется только один ион водорода. Например:

$H_2SO_3 \rightarrow H^+ + HSO_3^-$ I ступень
$HSO_3^- \rightarrow H^+ + SO_3^{2-}$ II ступень

Задание 6.6. Составьте уравнения ступенчатой (постадийной) диссоциации фосфорной кислоты.

Проверьте себя:

$$H_3PO_4 \rightarrow H^+ + H_2PO_4^-$$
$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$$
$$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$$

Вопрос. Какой из этих процессов идёт в бо́льшей степени, то есть какие ионы образуются в бо́льшей степени: $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} или PO_4^{3-}?

Поскольку отрыв катиона от двухзарядного аниона в высшей степени затруднён (более реальным кажется обратный процесс), то последний процесс практически не происходит. Поэтому по первой стадии $\mathbf{H_3PO_4}$ диссоциирует как сильная кислота, а по последней — как очень слабая, причём в растворе фосфорной кислоты фосфат-ионов $\mathbf{PO_4^{3-}}$ **практически нет.**

В целом, *сила кислоты определяется*:

- её составом;
- степенью окисления центрального атома (чем она больше, тем сильнее кислота);
- стадией диссоциации её.

Вопрос. Предположите, какая кислота более сильная:
а) **азотная или азотистая;**
б) **серная или сернистая?**

Задание ЕГЭ. Какие суждения о диссоциации кислот в водных растворах верны?

А. Кислоты в воде диссоциируют с образованием в качестве катиона только иона $\mathbf{H^+}$.

Б. Среди анионов, образующихся при диссоциации кислот, могут присутствовать разные кислотные остатки.

Разумеется, верны оба суждения.

Задание ЕГЭ. В каком из растворов с одинаковой молярной концентрацией содержание фосфат-ионов наибольшее:

1) $\mathbf{NaH_2PO_4}$; 2) $\mathbf{Na_2HPO_4}$; 3) $\mathbf{H_3PO_4}$; 4) $\mathbf{Na_3PO_4}$.

Сила оснований также зависит от заряда иона (валентности) металла: чем он больше, тем слабее электролит (при прочих равных условиях). Так, гидроксид кальция слабее гидроксида натрия, а гидроксид железа (III) слабее гидроксида железа (II).

6.3. Ионно-молекулярные уравнения реакций

Из вышеизложенного следует, что в растворах большинства неорганических веществ, наряду с молекулами, находится значительное число ионов. В таком случае уравнения реакций, которые показывают состав *молекул* реагирующих веществ, весьма условны. Более точно отражают состав реагирующих частиц *ионно-молекулярные уравнения*.

Для того чтобы составить ионно-молекулярное уравнение реакции, нужно **записать в виде ИОНОВ** химические формулы:

- **сильных** *и одновременно*
- **растворимых** электролитов.

Состав всех *остальных* веществ изображается в виде *молекул*.

На практике, при составлении таких уравнений рекомендуется следовать следующему **алгоритму**:

1. Определить *силу* реагирующих электролитов:

$$H_2S + Cu(NO_3)_2 = CuS + 2HNO_3.$$

H_2S	$Cu(NO_3)_2$	CuS	$2HNO_3$
слабый	сильный	сильный	сильный
↓			
молекулы			

2. Для **сильных** электролитов определить **растворимость** (по таблице растворимости):

$$H_2S + Cu(NO_3)_2 = CuS\downarrow + 2HNO_3.$$

H_2S	$Cu(NO_3)_2$	CuS	$2HNO_3$
слабый	**сильный**	сильный	**сильный**
↓	**Р**	Н	**Р**
молекулы	**ионы**	молекулы	**ионы**

3. Формулы **сильных и одновременно растворимых** электролитов записать в виде **ионов**, остальные формулы НЕ ИЗМЕНЯТЬ!

$$H_2S + Cu^{2+} + 2NO_3^- = CuS\downarrow + 2H^+ + 2NO_3^-$$

4. Одинаковые ионы «вычеркиваем», так как они не участвуют в реакции (не изменили ни состава, ни заряда), получаем краткое *ионно-молекулярное уравнение*:

$$H_2S + Cu^{2+} = CuS\downarrow + 2H^+$$

Краткое ионно-молекулярное уравнение показывает:

- что реакция возможна;
- что в результате реакции образуется *осадок* (CuS);
- какие ионы или молекулы должны участвовать в аналогичном процессе.

Для того, чтобы переписать краткое ионно-молекулярное уравнение в молекулярном виде, необходимо вместо:

- ионов **H^+** написать формулу **сильной кислоты**;
- ионов **OH^-** написать формулу **щёлочи**;
- остальных ионов написать формулу **растворимой соли**.

Например, для того чтобы осуществить процесс:

$$H_2S + Cu^{2+} = CuS\downarrow + 2H^+,$$

вместо нитрата меди можно взять *любую растворимую соль меди* (II), так как она при электролитической диссоциации посылает в раствор ион меди, а анион соли в реакции не участвует:

$$H_2S + CuSO_4 \rightarrow$$

$$H_2S + CuCl_2 \rightarrow$$

Задание 6.7. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции для этих процессов и убедитесь, что краткие ионно-молекулярные уравнения реакций у них одинаковые.

Задание 6.8. Записать в молекулярном и молекулярно-ионном виде уравнения, соответствующие предложенным кратким молекулярно-ионным уравнениям:

а) $H^+ + MgCO_3 \rightarrow Mg^{2+} + CO_2 + H_2O$

б) $NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_4OH$

в) $Ca^{2+} + PO_4^{3-} \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$

При составлении ионно-молекулярных уравнений может получиться так, что *все частицы* будут вычеркнуты, так как не изменят ни состава, ни заряда. В этом случае говорят, что реакция в растворе **не идёт**. В принципе, можно заранее предсказать возможность такого процесса: реакция ионного обмена в растворе **возможна**, если происходит связывание ионов, т. е. образуется **осадок, газ, слабый электролит или ион нового состава**.

Задание 6.9. Составьте ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) фосфат натрия + хлорид кальция →

б) карбонат бария + азотная кислота →

в) гидроксид железа III + серная кислота →

г) сульфат аммония + гидроксид калия →

д) нитрат алюминия + хлорид натрия →

Сделайте заключение: возможны ли эти процессы. Укажите признаки возможных процессов (*осадок, газ, слабый электролит*).

Вывод: любая реакция ионного обмена протекает в сторону связывания ионов, поэтому в результате такой реакции образуется *слабый электролит* или *осадок*, или *газ*.

6.4. Понятие о pH (водородном показателе)

Вода — очень слабый электролит: при обычных условиях лишь одна молекула воды из 10 000 000 распадается на ионы:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

Это уравнение показывает, что при диссоциации 1 моль молекул воды образуется 1 моль ионов водорода $\mathbf{H^+}$ и 1 моль гидроксид-анионов $\mathbf{OH^-}$. Другими словами: в чистой воде концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-анионов:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}.$$

Здесь: $\mathbf{[H^+]}$ — равновесная концентрация ионов водорода, моль/л; $\mathbf{[OH^-]}$ — равновесная концентрация гидроксид-анионов, моль/л.

Такой раствор (среда) называется «нейтральный».

Характер среды — кислый, нейтральный — можно оценить количественно при помощи **pH («пэ-аш»)**. Водородный показатель pH равен логарифму концентрации ионов водорода, взятому с обратным знаком*:

$$pH = -\lg [H^+]$$

Поэтому в случае чистой воды **pH = 7**.

Раствор, у которого **pH = 7**, называется **нейтральным**.

Если к чистой воде добавили кислоту, то увеличили концентрацию ионов водорода. Теперь эта концентрация составит, например 10^{-6} моль/л или 10^{-2} моль/л.

Такая среда (раствор) называется «**кислая**», или «кислотная». Причём в первом случае (pH = 6) среда считается слабо**кислой**, а во втором (pH = 2) — сильно**кислой**, т. е. в любом случае **pH < 7**. Значение pH можно измерять и с большей точностью (например, pH = 5,36).

$$pH < 7, \text{ среда кислая.}$$

При добавлении *щёлочи* увеличивается концентрация *ионов* OH^-, и одновременно уменьшается концентрация ионов H^+. Дело в том, что для любого водного раствора

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

Поэтому, если концентрация ионов OH^- составит 10^{-3}, то $[H^+] = 10^{-11}$, т. е.

$$pH > 7, \text{ среда щелочная.}$$

Определить реакцию среды конкретного раствора можно при помощи *индикаторов*.

Индикаторы — это вещества, которые изменяют свой цвет в присутствии избытка ионов H^+ или OH^-.

Ионы H^+ или OH^- действуют на молекулу индикатора, и индикатор меняет цвет по-разному в зависимости от реакции среды и вида самого индикатора (табл. 7).

Задание 6.10. Какую окраску будет иметь индикатор *лакмус*, если:

---

* Логарифм (lg) — это величина, равная показателю степени при основании 10. Например: $\lg 100 = \lg 10^2 = 2$.

Таблица 7

Индикаторы и их действие

Индикатор	Реакция среды		
	кислая	нейтральная	щелочная
	$pH < 7$	$pH = 7$	$pH > 7$
	избыток H^+	H_2O	избыток OH^-
Лакмус	красный	фиолетовый	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	красный
Метилоранж	розовый	оранжевый	жёлтый
РКС (универсальный)	красный	жёлтый	сине-зелёный

а) $pH < 7$;
б) $[H^+] = 10^{-4}$ моль/л;
в) в растворе есть избыток OH^-;
г) $pH = 7$;
д) $[OH^-] = 10^{-8}$ моль/л;
е) в растворе есть HNO_3;
ж) $[OH^-] = 0{,}1$ моль/л.

Окраска индикаторов изменяется в растворах, которые содержат *избыток* одного из этих ионов. Ионы H^+ или OH^- могут образовываться в ходе *диссоциации* некоторых соединений.

Вопрос. Какие вещества при диссоциации образуют ионы H^+ или OH^-?

Эти ионы могут образовываться при диссоциации растворимых кислот, оснований, некоторых кислых и основных солей. Например, дигидрофосфат натрия образует при диссоциации ионы водорода, а гидрофосфат натрия — нет. Дело в том, что *кислые* соли могут диссоциировать ступенчато, если полученный на первой стадии анион соответствует сильному электролиту:

$NaHCO_3 \rightarrow Na^+ + HCO_3^-$

остаток слабого электролита → диссоциация не идёт;

$NaH_2PO_4 \rightarrow Na^+ + H_2PO_4^-$

остаток сильного электролита → диссоциация идёт:

$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$$

Образуются ионы **H^+**, возникает кислая среда.

Кроме того, ионы H^+ или OH^- могут образовываться в ходе *взаимодействия* некоторых *веществ с водой*. Например, с водой могут взаимодействовать активные металлы, кислотные и основные оксиды.

Задание 6.11. Какую окраску будет иметь индикатор *лакмус*, если в воде растворить:

кальций, оксид лития, оксид серы (IV)?

6.5. Гидролиз солей

Попробуйте ответить на вопрос: изменится ли окраска лакмуса в растворе серной кислоты? гидроксида натрия? сульфата натрия? карбоната натрия? В первых двух случаях можно уверенно сказать «да», так как при диссоциации образуются:

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-} \quad (1)$$

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^- \quad (2)$$

ионы водорода (уравнение 1) или гидроксид-анионы (уравнение 2), а индикаторы *реагируют* именно *на* **избыток** *ионов* **H^+** *или* **OH^-**. Но при диссоциации упомянутых солей:

$$Na_2SO_4 \rightarrow 2\,Na^+ + SO_4^{2-}$$

$$Na_2CO_3 \rightarrow 2\,Na^+ + CO_3^{2-}$$

ионы **H^+** и **OH^-** не образуются! Тем не менее раствор карбоната натрия изменяет окраску индикатора, а сульфата натрия — нет! Почему? Видимо, причина в том, что ионы карбоната натрия вступают в какую-то реакцию с молекулами воды, ведь только из молекулы воды может образоваться избыток **H^+** или **OH^-**.

Гидролиз солей — это процесс взаимодействия ионов соли с молекулами воды, в результате чего изменяется pH раствора.

Какой ион карбоната натрия реагирует с водой? Предположим, что оба. Тогда в растворе происходят процессы:

$$Na^+ + HOH \rightarrow NaOH + H^+ \qquad (А)$$

$$CO_3^{2-} + HOH \rightarrow HCO_3^- + OH^- \qquad (Б)$$

Вспомните, что такое «сильный электролит», «слабый электролит», и ответьте на вопрос: какой из этих процессов (А или Б) НЕВОЗМОЖЕН в растворе?

Очевидно, невозможен процесс (А), так как *молекул* **сильного** электролита NaOH в растворе НЕТ, есть только **ионы** Na^+ и $\mathbf{OH^-}$, другими словами, **связывания ионов не происходит**.

Следовательно, происходит процесс (Б), и краткое ионно-молекулярное уравнение гидролиза карбоната натрия выглядит так:

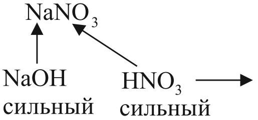
$$CO_3^{2-} + H\wr OH \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$$

pH > 7, среда щелочная, лакмус синий.

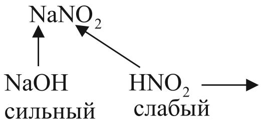
И действительно, в растворе карбоната натрия лакмус становится синим. Почему именно карбонат-анион вступает в реакцию гидролиза? Потому что это ион, соответствующий СЛАБОМУ электролиту и в результате его взаимодействия с водой образуется СЛАБЫЙ электролит (вспомните условия протекания ионных процессов).

Вывод. Гидролизу подвергаются соли, содержащие остаток **слабого** электролита.

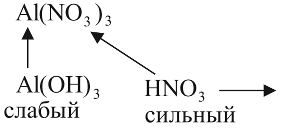
Например:



гидролиз не идет, так как соль образована двумя сильными электролитами.



гидролиз происходит, так как в состав соли входит остаток слабого электролита HNO_2.

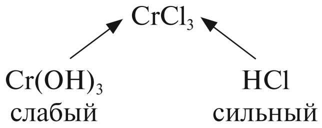


гидролиз происходит, так как в состав соли входит остаток слабого электролита $Al(OH)_3$.

Задание 6.12. Определите, происходит ли гидролиз в растворах **хлорида железа (III), силиката натрия, нитрата калия**. Ответ поясните.

Алгоритм составления уравнений реакции гидролиза:

1. Определить; какие электролиты образуют соль, отметить их *силу*:



2. Составить уравнение диссоциации соли, подчеркнуть ион, соответствующий *слабому* электролиту:

$$CrCl_3 \rightarrow Cr^{3+} + 3Cl^-$$

3. Для *иона слабого электролита* составить уравнение реакции взаимодействия с *одной* молекулой воды (уравнение гидролиза):

$$Cr^{3+} + H \wr OH \rightleftarrows CrOH^{2+} + H^+$$
$$(-)$$

а) из молекулы воды притягивается *противоположно заряженный* нон, в данном случае OH^-;

б) сумма зарядов до и после реакции равна:

$$(3+) = (2+) + (1+).$$

4. Определить реакцию среды в образовавшемся растворе: в данном случае образовались ионы $\mathbf{H^+}$, значит, среда кислая, pH< 7.

Вопрос. Какую окраску будет иметь лакмус в этом растворе?

---

5. Для того чтобы составить *молекулярное* уравнение реакции гидролиза, следует:

а) дописать к каждому иону ионы, которые образуются при диссоциации, с противоположным зарядом (в данном случае ионы $\mathbf{Cl^-}$);

б) составить полученные формулы по валентности (валентность = заряду иона!):

$$\overset{III}{Cr}Cl_3 + H_2O \rightleftarrows \overset{II}{CrOH}Cl_2 + \overset{I}{H}Cl$$

Задание 6.13. Составить уравнения реакций гидролиза для: **сульфата алюминия; силиката калия; хлорида натрия; нитрата меди (II); сульфида калия**.

Задание 6.14. Как при помощи лакмуса различить бесцветные растворы солей: **нитрата свинца (II), сульфата калия, сульфида натрия**?

ВЫВОДЫ по главе 6

Растворы — это однородная смесь двух или более компонентов. При образовании растворов в результате сольватации происходит дробление растворяемого вещества до молекул или ионов.

Истинный раствор — это однородная смесь молекул и ионов различных веществ.

Электролиты это вещества, которые в водных растворах распадаются на ионы (диссоциируют). Уравнения реакций для таких веществ составляют с учётом этого процесса в ионно-молекулярной форме. Реакции ионного обмена, в том числе гидролиз, осуществимы, если происходит связывание ионов, т. е. образуется осадок, газ или слабый электролит.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 6

1. Что такое растворы? Какие процессы происходят при расворении?

2. Как можно определить состав раствора?

3. По каким признакам вещества делят на:

- электролиты и неэлектролиты;
- сильные и слабые электролиты?

Приведите примеры веществ каждого типа.

4. Верны ли утверждения «растворимое вещество — всегда сильный электролит» и «малорастворимое вещество всегда является слабым электролитом»? Ответ обосновать.

5. Какие вещества относятся к кислотам? Какие ионы характерны для растворов **любых** кислот? Ответ подтвердить, составив уравнения электролитической диссоциации **серной, соляной и азотной кислот**.

6. Какие вещества относятся к щелочам? Какие ионы характерны для растворов **всех** щелочей? Ответ подтвердить, составив уравнения электролитической диссоциации **гидроксидов калия, кальция и аммония**.

7. Какие вещества относятся к солям? Существуют ли ионы, которые характерны для растворов любых солей? Ответ подтвердить, составив уравнения электролитической диссоциации **карбоната натрия, нитрата аммония, хлорида бария, сульфата железа (III)**.

8. Какие признаки помогают установить, что реакция ионного обмена возможна (идёт до конца)? Ответ подтвердить, составив уравнения следующих процессов:

а) гидроксид бария + хлорид аммония →

б) нитрат алюминия + гидроксид калия →

в) карбонат кальция + азотная кислота →

г) сульфат меди + фосфат натрия →

д) хлорид железа (II) + нитрат натрия →

9. По кратким ионно-молекулярным уравнениям составить молекулярные уравнения реакций:

а) $Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$

б) $Fe(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow Fe^{3+} + 3H_2O$

в) $3Mg^{2+} + 2PO_4^{3-} \rightarrow Mg_3(PO_4)_2$

г) $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

Какой из предложенных процессов соответствует *реакции нейтрализации*?

10. Какие из перечисленных ниже веществ, попадая в воду, изменяют окраску индикатора:

- сернистый газ;
- аммиак;
- натрий;
- сульфат цинка;
- поваренная соль;
- негашёная известь;
- стиральная сода;
- железо.

Почему? Ответ подтвердить составлением необходимых уравнений реакций.

Вы можете проверить степень усвоения материала этой главы, выполнив упражнения ЕГЭ из разделов 21, 24 (задачи) и 30, а также решив задачи этого Самоучителя (см. главу 30.2).

11. В **300** г раствора содержится **45** г поваренной соли. Определить ω (NaC1) в этом растворе.

12. В **300** мл воды растворили **100** г сахара. Определить ω (сахара) в полученном растворе.

13. В **2** л раствора (пл. = **1,05** г/мл) содержится **105** г соли. Определить ω (соли) в этом растворе.

14. В **200** мл воды растворили **56** л аммиака NH_3. Определить ω (NH_3) в этом растворе.

15. Сколько граммов воды и сахара нужно взять для приготовления **3** л **30%**-ного сиропа? (пл. = **1,13** г/мл)

16. Какой объём **25%**-ного раствора можно приготовить из **150** г соли, если плотность раствора равна **1,2** г/мл?

Задания ЕГЭ

17. Неэлектролитами являются все вещества, перечисленные в ряду:

1) этанол, поваренная соль, сульфат бария;

2) растительное масло, ацетат калия, гидроксид калия;

3) метанол, сахароза, глицерин;

4) нитрат натрия, глюкоза, уксусная кислота.

18. Сильные электролиты перечислены в ряду:

1) HCl, HClO, H_2SO_3; 2) H_2SO_4, $HClO_4$, H_3PO_4;

3) HCl, $HClO_3$, $BaCl_2$; 4) H_2S, C_6H_5COOH, C_6H_5OH.

19. В растворе одновременно могут находиться ионы

1) Ag^+ и NO_3^-; 2) Ag^+ и Cl^-; 3) Ba^{2+} и SO_4^{2-}; 4) Fe^{3+} и OH^-.

20. Сумма коэффициентов в сокращённом ионно-молекулярном уравнении реакции $CuO + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O$

1) 5; 2) 6; 3) 7; 4) 9.

21. Сокращённое ионно-молекулярное уравнение $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3$ соответствует молекулярному уравнению:

1) $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$

2) $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$

3) $Ca_3(PO_4)_2 + H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + H_3PO_4$

4) $Ca(NO_3)_2 + K_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + KNO_3$

22. Фенолфталеин становится малиновым в растворе соли:

1) фосфат натрия; 2) сульфат аммония; 3) сульфат цезия; 4) хлорид натрия.

23. Какой объём аммиака потребуется для получения **1** л раствора (ρ = **0,95** г/мл) с массовой долей аммиака **9,91**%?

24. К **700** г водного раствора этанола с массовой долей **20**% добавили **240** мл C_2H_5OH (ρ = **0,8** г/мл). Рассчитать массу спирта в полученном растворе.

25. Чему равна масса серной кислоты в **196** мл **15**%-ного раствора её (ρ = **1,07** г/мл).

26. Какой объём хлороводорода нужно растворить в **100** мл воды, чтобы получить **3,6**%-ный раствор. Как он называется?

27. К **700** г **20%**-ного раствора этанола добавили **240** мл этого спирта (плотность **0,8** г/мл). Рассчитать массу спирта и воды в полученном растворе.

28. К **1** л аккумуляторной серной кислоты (ρ = **1,3** г/мл, массовая доля кислоты **0,3**) добавили **2** моль серной кислоты. Чему равна массовая доля кислоты в полученном растворе?

29. К **80** г раствора с массовой долей соли **20**% добавили **10** г этой же соли. Сколько мл воды нужно добавить к полученному раствору, чтобы получить **15**%-ный раствор?

30. При нагревании **200** г **25**%-ного раствора аммиака **20** г этого вещества улетучилось. Чему равна массовая доля аммиака в этом растворе после нагревания.

31. Из **150** г **6**%-ного раствора бромида натрия выпарили **10** г воды и добавили **5** г этой же соли. Вычислить массовую долю соли в полученном растворе.

32. **32** г сульфата меди II растворили в **168** г воды. Раствор упарили так, что получился **25**%-ный раствор. Определить массу испарившейся воды.

33. Определить массу воды, которую нужно добавить к **20** г азотной кислоты, чтобы получить **3**%-ный раствор её.

34. К **80** г **25**%-ного раствора хлорида кальция добавили **10** г этой же соли. Сколько миллилитров воды следует добавить в полученный раствор, чтобы получить **15**%-ный раствор.

35. При нагревании **200** г **25**%-ного раствора аммиака **20** г этого газа улетучилось. Вычислить массовую долю аммиака в растворе после нагревания.

36. Определить массу соли, которую нужно добавить к **250** г **10**%-ного раствора этой соли, чтобы получить **15**%-ный раствор её.

Глава 7. ПОНЯТИЕ ОБ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЯХ

При изучении строения атома, описании свойств некоторых элементов, химической связи неоднократно упоминалось о том, что атомы принимают или отдают электроны. Очевидно, существуют химические реакции, в ходе которых одни атомы отдают электроны другим атомам, которые их принимают.

Процесс отдачи электронов называется **окислением**, а *процесс приёма электронов* — **восстановлением**. Оба процесса происходят *одновременно*, так как не могут отданные электроны исчезнуть в «никуда» — должна существовать частица, которая их присоединит, и наоборот. Поэтому **процессы окисления и восстановления, протекающие одновременно, называются окислительно-восстановительными реакциями**. При этом *атом*, отдающий электроны, называется* восстановителем*, а атом, принимающий электроны, — окислителем.*

Что же происходит с такими атомами? Пусть атом меди в каком-то процессе отдаст два электрона:

$$\underset{\text{Атом меди}}{Cu^0} - 2\bar{e} \rightarrow \underset{\text{Ион меди}}{Cu^{2+}}$$

Если эта реакция происходит в растворе, то можно увидеть, как жёлто-красный металл медь уменьшится в размерах, а раствор приобретает голубую окраску, характерную для ионов меди. Очевидно, что свойства исходного простого вещества, состоящего из атомов, и полученных ионов — различно.

Этот же процесс может происходить и при окислении меди кислородом:

---

* В окислительно-восстановительной реакции участвует **реальная частица, входящая в понятие химического элемента**, — атом, ион, радикал.

$$\underset{\text{Красная медь (не окисленная медь)}}{2Cu} + O_2 \rightarrow \underset{\text{Чёрный порошок (медь в окисленном состоянии)}}{2CuO}$$

Но ионов здесь не образуется, хотя признак реакции (изменение цвета) налицо. В таких случаях *изменение состояния окисленности обозначают при помощи* степени окисления. Так, атому кислорода, который для завершения внешнего энергетического (электронного) уровня должен присоединить 2 электрона, почти во всех соединениях приписывают степень окисления **–2**. Поскольку молекула CuO электронейтральна — атом меди приобретает степень окисления **+2**.

$$\overset{(+2)\leftarrow ?}{Cu}\;\overset{-2}{O}$$

$$(+2) + (-2) = 0$$

Заметьте: **заряд иона** записывается так: $\mathbf{Cu^{2+}}$ *сбоку, сначала число, потом заряд* (причём цифра 1 не пишется). **Степень окисления** записывают по-другому: $\overset{+2}{\mathbf{Cu}}$ *над символом элемента, сначала заряд, потом число* (причём не только пишется цифра 1, но может быть даже дробное число).

Этой формой записи подчеркивают **различие** этих понятий:

- *заряд иона* — **реальный** заряд реальной, устойчивой частицы, которая входит в состав твёрдых веществ, определяет свойства некоторых растворов и т. д.;
- *степень окисления* — **условный** заряд воображаемого иона; этот заряд рассчитывается, исходя из предположения, что вещество состоит только из ионов (а это чаще всего не так). Степень окисления можно определить, исходя из строения атома данного химического элемента.

Величины этих зарядов могут совпадать, но очень часто они различаются. Рассчитаем, например, степени окисления элементов в химической формуле, соответствующей серной кислоте. При этом степень окисления кислорода равна –2, а водорода +1 (так как он может отдать только один электрон):

$$\overset{+1}{H_2}\,\overset{?}{S}\,\overset{-2}{O_4}$$

Суммарный заряд двух атомов водорода равен +2, а четырёх атомов кислорода:

$$4 \cdot (-2) = -8:$$

суммарный заряд:

$$\begin{array}{cc|c}
+1 & +6 & -2 \\
H_2 & S & O_4 \\
+2 & ? & -8 \\
\hline
 & +8 & -8 \\
\end{array}$$
$$0$$

Видно, что для того, чтобы молекула была электронейтральна, не хватает положительных зарядов, следовательно, *степень окисления серы* в серной кислоте равна +6. (Такого иона серы вообще не существует!)

При расчёте степеней окисления следует руководствоваться следующими правилами:

1. Степень окисления атомов химических элементов *в простом веществе равна нулю*:

$$\overset{0}{Cu},\ \overset{0}{Cl_2}$$

2. Степени окисления *атомов металлов* в соединениях *всегда положительны* и *равны их валентности*:

$$\overset{+1\leftarrow I}{Na}NO_3 \qquad \overset{+3\leftarrow III}{Cr_2}(SO_4)_3$$

3. Степени окисления постоянны у **F: –1**; у **H: +1** (кроме гидридов — $\overset{+1}{Li}\overset{-1}{H}$); у **O: –2** (кроме $\overset{+1}{H_2}\overset{-1}{O_2}$, $\overset{-1}{F_2}\overset{+2}{O}$).

4. Степень окисления химических элементов в кислотном остатке соли такие же, как в соответствующей кислоте:

$$\begin{array}{ccc}
\overset{+2\leftarrow II}{Ca_3}(\overset{+5}{P}\overset{-2}{O_4})_2 & \rightarrow & \overset{+2}{Ca_3}(\overset{+5}{P}\overset{-2}{O_4})_2 \\
\uparrow & & \\
\underset{+3}{\overset{+1}{H_3}}\underset{?}{\overset{+5}{P}}\underset{-8}{\overset{-2}{O_4}} & & \\
\end{array}$$

5. Алгебраическая сумма степеней окисления в любом соединении равна нулю.

Задание 7.1. Расставьте степени окисления химических элементов в соединениях:

$$N_2O,\ HNO_3,\ N_2,\ Cu(NO_3)_2,\ NH_3,\ NH_4OH.$$

Если вы испытываете затруднения при расстановке степеней окисления, рекомендуется составлять простейшие математические уравнения.

Известные степени окисления

$$\overset{+1}{K_2}\,\overset{?}{Cr_2}\,\overset{-2}{O_7}$$

Суммарные степени окисления: $+2 + 2x - 14 = 0$ (математическое уравнение, которое решается относительно «$\boldsymbol{x}$»)

$$2x = 12$$

$\boldsymbol{x = 6}$, т. е. степень окисления атома хрома в этом соединении равна **+6**.

Определив степени окисления элементов в уравнении реакции, можно определить, какой атом является окислителем, какой — восстановителем:

$$\overset{0}{Cu} + \overset{+1\,+5-2}{HNO_3} \rightarrow \overset{+2\;\,+5-2}{Cu(NO_3)_2} + \overset{+2\,-2}{NO} + \overset{+1\,-2}{H_2O}$$

$$\text{восстановитель } \overset{0}{Cu} \xrightarrow{-2\bar{e}} \overset{+2}{Cu} \text{ окисление;}$$

$$\text{окислитель } \overset{0}{N} \xrightarrow{+3\bar{e}} \overset{+2}{N} \text{ восстановление.}$$

Задание 7.2. Определите окислитель и восстановитель в уравнениях реакций:

$$Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + S + H_2O$$

$$NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$$

Из этих примеров видно, что число электронов, принятых окислителем, может отличаться от числа электронов, отданных восстановителем. Но этого быть не должно(!), так как при этом нарушается закон сохранения материи. Значит, **число отданных электронов должно равняться числу принятых электронов**. А для этого следует изменить число атомов окислителя и восстановителя, поставив соответствующие коэффициенты. Например, в данном случае:

$$\overset{0}{Cu} \xrightarrow{-2\bar{e}} \overset{+2}{Cu} \quad \Big|\; 3$$

$$\overset{+5}{N} \xrightarrow{+3\bar{e}} \overset{+2}{N} \quad \Big|\; 2$$

Эти коэффициенты (3 и 2) означают, что три атома меди *отдают шесть* электронов, а два атома азота *принимают шесть* электронов:

$$3\overset{0}{\text{Cu}} \xrightarrow{-6\bar{e}} 3\overset{+2}{\text{Cu}}$$

$$2\overset{+5}{\text{N}} \xrightarrow{+6\bar{e}} 2\overset{+2}{\text{N}}$$

Или в краткой форме:

$$\mathbf{3}\overset{0}{\text{Cu}} + \mathbf{2}\overset{+5}{\text{N}} \rightarrow \mathbf{3}\overset{+2}{\text{Cu}} + \mathbf{2}\overset{+2}{\text{N}}$$

Теперь осуществлён баланс (равенство) электронов, поэтому именно эти коэффициенты из электронного баланса (**3** и **2**) должны быть в уравнении реакции

$$3\overset{0}{\text{Cu}} \xrightarrow{-6\bar{e}} 3\overset{+2}{\text{Cu}}$$

$$2\overset{+5}{\text{N}} \xrightarrow{+6\bar{e}} 2\overset{+2}{\text{N}}$$

$$3\overset{0}{\text{Cu}} + \underset{\text{2 атома азота}}{2\text{H}\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3} \rightarrow \underbrace{3\overset{+2}{\text{Cu}}(\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3)_2 + 2\overset{+2}{\text{N}}\text{O}}_{\text{8 атомов азота}} + \text{H}_2\text{O}$$

Но теперь не осуществляется баланс по азоту! Где же допущена ошибка? Дело в том, что в электронном балансе учитываются только электронные процессы окисления и восстановления, т. е. учитываются только те атомы, которые *меняют* степени окисления, а часть атомов *не изменила* ее:

$$\text{H}\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3 \rightarrow \text{Cu}(\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3)_2$$

Отсюда **правило**: коэффициенты электронного баланса ставят только к тем атомам, которые с **данной** *степенью окисления* встречаются в химическом уравнении *один раз*.

Исправим ошибку и уравняем атомы остальных элементов:

$$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow \underbrace{3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}}_{\text{8 атомов азота}} + 4\text{H}_2\text{O}$$

Проверим по кислороду:
до реакции: 8 · 3 = **24** атома;
после реакции: 3 · 3 · 2 + 2 + 4 = **24** атома.

Правила расстановки коэффициентов методом электронного баланса

1. Расставить степени окисления.

2. Выписать элементы, изменившие степени окисления, указав число отданных и принятых электронов. Определить окислитель и восстановитель.

3. Поставить дополнительные коэффициенты, уравняв число отданных и принятых электронов.

4. Проверить эти коэффициенты: они должны соответствовать *числу атомов* данного элемента в молекуле. Например, если дополнительный коэффициент нечётный, а в молекуле чётное число атомов (например, Cl_2), то *оба* дополнительных коэффициента удваиваются.

5. Проверенные коэффициенты переносят в уравнение, *считая атомы*, к тем элементам, которые с данной степенью окисления встречаются в уравнении ОДИН раз.

6. Затем уравнивают атомы:

- металлов;
- неметаллов;
- водорода.

7. Проверяют по кислороду.

Рассмотрим эти правила на примере. Требуется уравнять (т. е. расставить коэффициенты в уравнении реакции):

$$KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + KCl + H_2O$$

1, 2, 3. $$\overset{+1}{K}\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4} + \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{0}{Cl_2} + \overset{+2}{Mn}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{+1}{K}\overset{-1}{Cl} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

$$\begin{array}{r|l} \text{окислитель } \overset{+7}{Mn} \xrightarrow{+5\bar{e}} \overset{+2}{Mn} & 1 \\ \text{восстановитель } \overset{-1}{Cl} \xrightarrow{-1\bar{e}} \overset{0}{Cl} & 5 \end{array}$$

4. Поскольку число атомов хлора в молекуле чётное (2), а коэффициент к хлору нечётный (5), удвоим оба дополнительных коэффициента:

$$\begin{array}{l|l|l} \overset{+7}{Mn} \xrightarrow{+5\bar{e}} \overset{+2}{Mn} & 1 & 2 \\ \overset{-1}{Cl} \xrightarrow{-1\bar{e}} \overset{0}{Cl} & 5 & 10 \end{array}$$

5. Переносим коэффициенты к атомам марганца и хлора, кроме $\overset{-1}{\mathbf{Cl}}$, которые встречаются в уравнении реакции **три** раза:

$$2K\overset{+7}{Mn}O_4 + H\overset{-1}{Cl} \rightarrow 5\overset{0}{Cl_2} + 2\overset{+2}{Mn}\overset{-1}{Cl_2} + K\overset{-1}{Cl} + H_2O$$

Не поставили коэффициент!

Обратите внимание, что перед молекулой хлора поставлен коэффициент 5, а не 10, так как нужно считать **атомы** хлора: $5 \cdot 2 = 10$ атомов.

6. Уравняем остальные атомы:

$$2\ KMnO_4 + 16\ HCl = 5\ Cl_2 + 2\ MnCl_2 + 2\ KCl + 7\ H_2O$$

7. Атомы кислорода до и после реакции пересчитайте сами.

Задание 7.3. Уравнять методом электронного баланса:

$Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$

$Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2S + H_2O$

$KMnO_4 + H_2SO_3 \rightarrow K_2SO_4 + H_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$

Вы можете проверить степень усвоения материала этой главы, выполнив упражнения ЕГЭ из разделов **4, 28** и частично **36**.

ВЫВОДЫ по главе 7

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — это процессы, в которых изменяются степени окисления атомов. Степени окисления атомов изменяются потому, что один атом (окислитель) принимает электрон от атома восстановителя. При этом число принятых и отданных электронов должно быть одинаковым. На этом основан метод электронного баланса, при помощи которого расставляют коэффициенты в уравнениях ОВР.

Часть 2. ЭЛЕМЕНТЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Глава 8. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Известно, что все простые вещества условно можно разделить на простые вещества-металлы и простые вещества-неметаллы.

МЕТАЛЛЫ, по определению М. В. Ломоносова — это «светлые тела, которые ковать можно». Обычно это ковкие блестящие материалы, обладающие высокой тепло- и электропроводностью. Эти физические и многие химические свойства металлов связаны со способностью их атомов ОТДАВАТЬ электроны.

НЕМЕТАЛЛЫ, напротив, способны ПРИСОЕДИНЯТЬ электроны в химических процессах. Большинство неметаллов проявляют противоположные металлам свойства: не блестят, не проводят электрический ток, не куются. Являясь *противоположными* по свойствам, металлы и неметаллы легко реагируют друг с другом.

Эта часть Самоучителя посвящена краткому освещению свойств металлов и неметаллов. Описывая свойства элементов, желательно придерживаться следующей логической схемы:

- вначале описать строение атома (указать распределение валентных электронов), сделать вывод о принадлежности данного элемента к металлам или неметаллам, определить его валентные состояния (степени окисления) — см. главу 3;
- затем описать свойства простого вещества, составив уравнения реакций
  — с кислородом;

  – с водородом;
  – с металлами (для неметаллов) или с неметаллами (для металлов);
  – с водой;
  – с кислотами или со щелочами (там, где это возможно);
  – с растворами солей;
- затем нужно описать свойства важнейших соединений (водородных соединений, оксидов, гидроксидов, солей). При этом вначале следует определить характер (кислотный или основной) данного соединения, а затем, вспомнив свойства соединений этого класса, составить необходимые уравнения реакций;
- и наконец нужно описать качественные реакции на катионы (анионы), содержащие этот элемент, способы получения простого вещества и важнейших соединений этого химического элемента, указать практическое применение изучаемых веществ этого элемента.

Так, если вы определите, что оксид кислотный, то он будет реагировать с водой, основными оксидами, основаниями (см. главу 2.1) и ему будет соответствовать кислотный гидроксид (кислота). При описании свойств этой кислоты также полезно заглядывать в соответствующий раздел: глава 2.2.

8.1. Внутреннее строение и физические свойства металлов

Металлы — это простые вещества, атомы которых могут только *отдавать* электроны. Такая особенность металлов связана с тем, что на внешнем уровне этих атомов *мало* электронов (чаще всего от 1 до 3) или внешние электроны расположены *далеко от ядра*. Чем меньше электронов на внешнем уровне атома и чем дальше они расположены от ядра, — тем активнее металл (ярче выражены его металлические свойства).

Задание 8.1. Какой металл активнее:

А))) 2 8 1 или Б)))) 2 8 8 1

В))) 2 8 2 или Г))) 2 8 3

Назовите химические элементы А, Б, В, Г.

Металлы и неметаллы в Периодической системе химических элементов Менделеева (ПСМ) разделяет линия, проведённая **от бора к астату**. Выше этой линии в *главных подгруппах* находятся *неметаллы* (см. гл. 3). Остальные химические элементы — металлы.

Задание 8.2. Какие из следующих элементов относятся к металлам: кремний, свинец, сурьма, мышьяк, селен, хром, полоний?

Вопрос. Как можно объяснить тот факт, что кремний — неметалл, а свинец — металл, хотя число внешних электронов у них одинаково?

Существенной особенностью атомов металлов является их большой радиус и наличие слабо связанных с ядром валентных электронов. Для таких атомов величина энергии ионизации* невелика. Часть валентных электронов металлов, отрываясь от атомов, становятся «свободными». «Свободные» электроны легко перемещаются между атомами и ионами металлов в кристалле, образуя «электронный газ» (рис. 28).

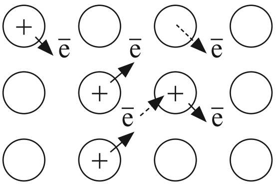


Рис. 28. Внутреннее строение металла

В последующий момент времени любой из «свободных» электронов может притянуться любым катионом, а любой атом металла может отдать электрон и превратиться в ион (эти процессы показаны на рис. 28 пунктирами).

Таким образом, внутреннее строение металла похоже на слоёный пирог, где положительно заряженные «слои» атомов и ионов металла чередуются с электронными «прослойка-

---

* **ЭНЕРГИЯ ИОНИЗАЦИИ** равна работе, затрачиваемой на удаление одного внешнего электрона из атома (на **ионизацию** атома), находящегося в основном энергетическом состоянии.

ми» и притягиваются к ним. Наилучшей моделью внутреннего строения металла является стопка стеклянных пластинок, смоченных водой: оторвать одну пластинку от другой очень трудно (металлы прочные), а сдвинуть одну пластинку относительно другой очень легко (металлы пластичные) (рис. 29).

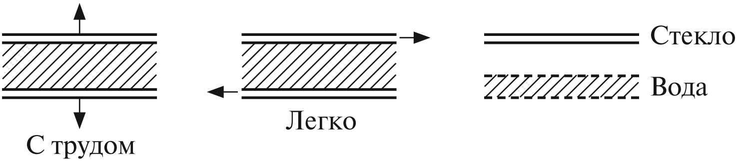


Рис. 29. Свойства металла, основанные на его внутреннем строении

Задание 8.3. Сделайте такую «модель» металла и убедитесь в этих свойствах.

Химическая связь, осуществляемая за счёт «свободных» электронов, называется **металлической связью**.

«Свободные» электроны обеспечивают также такие *физические* свойства металлов, как электро- и теплопроводность, пластичность (ковкость), а также металлический блеск.

Задание 8.4. Найдите дома металлические предметы.

Выполняя это задание, вы легко найдёте на кухне металлическую посуду: кастрюли, сковородки, вилки, ложки. Из металлов и их сплавов делают станки, самолёты, автомобили, тепловозы, инструменты. Без металлов невозможна современная цивилизация, так как электрические провода также делают из металлов — Cu и Al. Только металлы годятся для получения антенн для радио- и телеприёмников, из металлов делают и лучшие зеркала. При этом чаще используют не чистые металлы, а их смеси (твёрдые растворы) — СПЛАВЫ.

8.2. Сплавы

Металлы легко образуют сплавы — материалы, имеющие металлические свойства и состоящие из двух или большего числа химических элементов (простых веществ), из которых хотя бы один является металлом. Многие металлические сплавы имеют один металл в качестве основы с малыми добавками других компонентов. В принципе, чёткую границу между

металлами и сплавами трудно провести, так как даже в самых чистых металлах имеются «следовые» примеси других химических элементов.

Все перечисленные выше предметы — станки, самолёты, автомобили, сковородки, вилки, ложки, ювелирные изделия — делают из сплавов. Металлы-примеси (легирующие компоненты) очень часто изменяют свойства основного металла в лучшую, с точки зрения человека, сторону. Например, и железо и алюминий — довольно мягкие металлы. Но, соединяясь друг с другом или с другими компонентами, они превращаются в сталь, дуралюмин и другие прочные конструкционные материалы. Рассмотрим свойства самых распространённых сплавов.

Сталь — это сплавы *железа с углеродом*, содержащие последнего до 2 %. В состав легированных сталей входят и другие химические элементы — хром, ванадий, никель. Сталей производится гораздо больше, чем каких-либо других металлов и сплавов, и все виды их возможных применений трудно перечислить. Малоуглеродистая сталь (менее 0,25 % углерода) в больших количествах потребляется в качестве конструкционного материала, а сталь с более высоким содержанием углерода (более 0,55 %) идет на изготовление режущих инструментов: бритвенные лезвия, сверла и др.

Железо составляет основу **чугуна**. Чугуном называется сплав железа с 2–4 % углерода. Важным компонентом чугуна является также кремний. Из чугуна можно отливать самые разнообразные и очень полезные изделия, например крышки для люков, трубопроводную арматуру, блоки цилиндров двигателей и др.

Бронза — сплав *меди*, обычно *с оловом* как основным легирующим компонентом, а также с алюминием, кремнием, бериллием, свинцом и другими элементами, за исключением цинка. Оловянные бронзы знали и широко использовали ещё в древности. Большинство античных изделий из бронзы содержат 75–90 % меди и 25–10 % олова, что делает их внешне похожими на золотые, однако они более тугоплавкие. Это очень прочный сплав. Из него делали оружие до тех пор, пока не научились получать железные сплавы. С применением бронзы связана целая эпоха в истории человечества: Бронзовый век.

Латунь — это сплавы *меди* с *Zn*, *Al*, *Mg*. Это цветные сплавы с невысокой температурой плавления, их легко обрабатывать: резать, сваривать и паять.

Мельхиор — является сплавом *меди с никелем*, иногда с добавками железа и марганца. По внешним характеристикам мельхиор похож на серебро, но обладает большей механической прочностью. Сплав широко применяют для изготовления посуды и недорогих ювелирных изделий. Большинство современных монет серебристого цвета изготавливают из мельхиора (обычно 75 % меди и 25 % никеля с незначительными добавками марганца).

Дюралюминий, или дюраль — это сплав на основе *алюминия* с добавлением легирующих элементов — медь, марганец, магний и железо. Он характеризуется своей стальной прочностью и устойчивостью к возможным перегрузкам. Это основной конструкционный материал в авиации и космонавтике.

8.3. Химические свойства металлов

Металлы легко отдают электроны, т. е. являются *восстановителями*. Поэтому они легко реагируют с окислителями.

Вопросы

1. Какие атомы являются окислителями?
2. Как называются простые вещества, состоящие из атомов, которые способны принимать электроны?

Таким образом, металлы реагируют с неметаллами. В таких реакциях неметаллы, принимая электроны, приобретают *обычно* НИЗШУЮ степень окисления.

Рассмотрим пример. Пусть алюминий реагирует с серой:

$$Al + S \rightarrow$$

Вопрос. Какой из этих химических элементов способен *только отдавать* электроны? Сколько электронов?

Алюминий — *металл*, имеющий на внешнем уровне 3 электрона (III группа!), поэтому он отдаёт 3 электрона:

$$Al - 3\bar{e} \rightarrow Al^{3+}$$

Поскольку атом алюминия отдает электроны, атом серы принимает их.

Вопрос. Сколько электронов может принять атом серы до завершения внешнего уровня? Почему?

У атома серы на внешнем уровне **6** электронов (VI группа!), следовательно, этот атом принимает 2 электрона:

$$S + 2\bar{e} \rightarrow S^{2-}$$

Таким образом, полученное соединение имеет состав:

$$\overset{+3}{Al_2}\overset{-2}{S_3}$$

В результате получаем уравнение реакции:

$$2Al + 3S \rightarrow \underset{\text{Сульфид алюминия}}{Al_2S_3}$$

Задание 8.5. Составьте, рассуждая аналогично, уравнения реакций:

- кальций + хлор (Cl_2);
- магний + азот (N_2).

Составляя уравнения реакций, помните, что атом металла отдаёт все внешние электроны, а атом неметалла принимает столько электронов, сколько их не хватает до восьми.

Названия полученных в таких реакциях соединений всегда содержат суффикс **ИД**:

$CaCl_2$ — *хлор*ИД кальция;

Mg_3N_2 — *нитр*ИД магния.

Корень слова в названии происходит от латинского названия неметалла (см. гл. 2.4).

Металлы реагируют с растворами кислот (см. гл. 2.2). При составлении уравнений подобных реакций и при определении возможности такой реакции следует пользоваться рядом напряжений (рядом активности) металлов:

Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Fe Cr Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

Металлы, стоящие в этом ряду **до водорода**, способны вытеснять водород из растворов кислот:

$$\underset{\text{до H}}{Al} + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$$

$$\underset{\text{после H}}{Cu} + HCl \not\longrightarrow$$

Задание 8.6. Составьте уравнения *возможных* реакций:

- магний + серная кислота;
- никель + соляная кислота;
- ртуть + соляная кислота.

Все эти металлы в полученных соединениях двухвалентны.

Реакция металла с кислотой возможна, если в результате её получается *растворимая* соль. Например, магний практически не реагирует с фосфорной кислотой, поскольку его поверхность быстро покрывается слоем нерастворимого фосфата:

$$Mg + H_3PO_4 \not\longrightarrow$$

Металлы, стоящие после водорода, *могут* реагировать с некоторыми кислотами, но *водород* в этих реакциях *не выделяется*:

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$$

Задание 8.7. Какой из металлов — **Ba, Mg, Fe, Pb, Cu** — может реагировать с раствором серной кислоты? Почему? Составьте уравнения *возможных* реакций.

Металлы реагируют с водой, если они активнее железа (железо также может реагировать с водой). При этом очень активные металлы **(Li – Al)** реагируют с водой при нормальных условиях или при небольшом нагревании по схеме:

$$Me + H_2O \rightarrow Me(OH)_x + H_2$$

где x — валентность металла.

Задание 8.8. Составьте уравнения реакций по этой схеме для **K, Na, Ca**. Какие ещё металлы могут реагировать с водой подобным образом?

Возникает вопрос: почему алюминий практически не реагирует с водой? Действительно, мы кипятим воду в алюминиевой посуде, — и... ничего! Дело, в том, что поверхность алюминия защищена оксидной пленкой (условно — Al_2O_3). Если её разрушить, то начнётся реакция алюминия с водой, причём довольно активная. Полезно знать, что эту плёнку разрушают ионы хлора Cl^-. А поскольку ионы алюминия небезопасны

для здоровья, следует выполнять правило: **в алюминиевой посуде нельзя хранить сильно солёные продукты!**

Вопрос. Можно ли хранить в алюминиевой посуде *кислые* щи, компот?

Менее активные металлы, которые стоят в ряду напряжений после алюминия, реагируют с водой в сильно измельчённом состоянии и при сильном нагревании (выше 100 °С) по схеме:

$$Fe + H_2O \rightarrow FeO + H_2\uparrow$$

Металлы, менее активные, чем железо, с водой не реагируют!

Металлы реагируют с растворами солей. При этом более активные металлы вытесняют менее активный металл из раствора его соли:

$Cu + FeSO_4 \nrightarrow$ так как медь менее активна, чем железо;

$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu + FeSO_4$, так как железо активнее меди.

Задание 8.9. Какие из следующих реакций возможны и почему:

а) серебро + нитрат меди II;

б) никель + нитрат свинца II;

в) медь + нитрат ртути II;

г) цинк + нитрат никеля II.

Составьте уравнения *возможных* реакций. Для невозможных поясните, почему они невозможны.

Следует отметить (!), что *очень активные металлы*, которые при нормальных условиях *реагируют с водой*, не вытесняют другие металлы из растворов их солей, поскольку они реагируют с водой, а не с солью:

$$Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2\uparrow$$

А затем полученная щёлочь реагирует с солью:

$$FeSO_4 + NaOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

Поэтому реакция между сульфатом железа и натрием *НЕ сопровождается* вытеснением менее активного металла:

$$FeSO_4 + Na + H_2O \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4 + H_2\uparrow$$

8.4. Коррозия металлов

Коррозия — самопроизвольный процесс окисления металла под действием факторов окружающей среды.

В природе практически не встречается металлов в свободном виде. Исключение составляют только «благородные», самые неактивные металлы, например золото, платина. Все остальные активно окисляются под действием кислорода, воды, кислот и др. Например, ржавчина образуется на любом незащищённом железном изделии именно в присутствии кислорода или воды. При этом окисляется железо:

$$Fe - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$$

а восстанавливаются компоненты атмосферной влаги:

$$2\ H_2O + O_2 + 4\bar{e} \rightarrow 4\ OH^-$$

В результате образуется *гидроксид железа* **(II)**, который, окисляясь, превращается в ржавчину:

$$Fe^{2+} + OH^- \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow \underset{\text{ржавчина}}{xFe_2O_3 \cdot yH_2O}$$

Подвергаться коррозии могут и другие металлы, правда, ржавчина на их поверхности не образуется. Так, нет на Земле металла алюминия — самого распространённого металла на планете. Но зато основу многих горных пород и почвы составляет глинозём $\mathbf{Al_2O_3}$. Дело в том, что алюминий мгновенно окисляется на воздухе (см. гл. 10). Коррозия металлов наносит колоссальный ущерб, разрушая различные металлические конструкции.

Чтобы уменьшить потери от коррозии, следует устранить причины, которые её вызывают. В первую очередь, металлические предметы следует изолировать от влаги. Это можно сделать разными способами, например, хранить изделие в сухом месте, что далеко не всегда возможно. Кроме того, можно поверхность предмета покрасить, смазать водоотталкивающим составом, создать искусственную оксидную плёнку. В последнем случае в состав сплава вводят хром, который «любезно» распространяет собственную оксидную плёнку на поверхность всего металла. Сталь становится нержавеющей.

Изделия из нержавеющей стали дороги. Поэтому для защиты от коррозии используют тот факт, что *менее активный*

металл не изменяется, т. е. не участвует в процессе. Поэтому если к сохраняемому изделию приварить *более активный* металл, то, пока он не разрушится, изделие корродировать не будет. Этот способ защиты называется *протекторной* защитой.

ВЫВОДЫ по главе 8

Металлы — это простые вещества, которые всегда являются восстановителями. Восстановительная активность металла убывает в ряду напряжений от лития к золоту. По положению металла в ряду напряжений можно определить, как металл реагирует с растворами кислот, с водой, с растворами солей.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 8

1. Какие простые вещества относятся к металлам? Дайте развернутый ответ, указав сходство металлов:

- по внешним признакам;
- по строению атома;
- по типу химической связи в простом веществе;
- по физическим свойствам;
- по химическим свойствам в окислительно-восстановительных реакциях.

2. Как изменяются металлические свойства химических элементов:

а) в периоде;

б) в группе (главной подгруппе) Периодической системы Менделеева?

Как объяснить эти закономерности?

3. Какой элемент проявляет более ярко выраженные металлические свойства:

а) кальций или барий;

б) натрий или алюминий?

Почему?

4. Какие свойства — *окислителя или восстановителя* — проявляют металлы при взаимодействии с неметаллами? Подтвердите свой вывод, составив уравнения реакций **кальция** *с водородом, кислородом, хлором, азотом*. Учесть, что атомы

неметаллов проявляют в полученных соединениях низшие степени окисления.

5. Какие свойства металлов можно описать, пользуясь рядом напряжений (активности) металлов? Сформулируйте необходимые правила.

6. Какие из данных реакций возможны и почему:

- кальций + фосфорная кислота;
- алюминий + соляная кислота;
- серебро + соляная кислота;
- свинец + вода;
- натрий + вода;
- цинк + вода;
- железо + нитрат никеля II;
- медь + нитрат ртути II;
- медь + нитрат никеля II.

Составьте уравнения *возможных* реакций.

Задания ЕГЭ

7. Верны ли следующие суждения о металлах:

А) все металлы реагируют с кислотами, выделяя водород;

Б) все оксиды металлов — осно́вные.

8. Только при высокой температуре реагируют с водой

1) стронций; 2) серебро;

3) цинк; 4) калий.

9. Химическая реакция протекает между

1) Cu и $ZnSO_4$; 2) Zn и $CuCl_2$;

3) Fe и $Al(NO_3)_3$; 4) Ag и $FeSO_4$.

10. Водород образуется при взаимодействии

1) Cu и $H_2SO_{4(конц)}$; 2) Hg и $H_2SO_{4(конц)}$;

3) Cu и $HNO_{3(раствор)}$; 4) Zn и $HBr_{(раствор)}$.

11. В уравнении реакции магния с азотом коэффициент перед формулой восстановителя равен:

1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

12. Какой объём газа можно получить при взаимодействии 0,3 моль железа с избытком концентрированной соляной кислоты?

13. Какой объём водорода потребуется на восстановление **10,6** граммов Fe_3O_4 до железа?

Глава 9. ЩЕЛОЧНЫЕ И ЩЁЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ

9.1. Щелочные металлы

Щелочные металлы — это элементы главной подгруппы I группы Периодической системы химических элементов Менделеева (ПСМ) (кроме водорода).

Задание 9.1. Назовите все щелочные металлы. Составьте схемы строения атомов натрия и калия. Укажите распределение их валентных электронов.

На внешнем уровне у атомов таких металлов находится по 1 электрону, но расстояние до ядра, а значит, и притяжение к нему, у этих электронов различно.

Вопрос. У какого элемента (натрия или калия) внешние электроны дальше от ядра?

Чем дальше электроны от ядра, тем слабее они притягиваются к нему, тем легче данный атом отдаёт электроны. А это означает, что металлические свойства выражены тем ярче, чем дальше валентные электроны от ядра (при прочих равных условиях). Поэтому *сверху вниз в каждой главной подгруппе* увеличивается число энергетических уровней в атомах, *растёт металлическая активность* элементов, т. е. способность их атомов отдавать электроны.

Вопрос. Какой металл более активный: натрий или калий?

Таким образом, активность щелочных металлов возрастает

от $_3$Li 1 к $_{55}$Cs 1

Li...$2s^1$ Cs...$6s^1$

Но поскольку на внешнем уровне любого щелочного металла находится **один** электрон, в любой химической реакции щелочные металлы могут *отдать только* **один** *электрон*. Значит, они имеют *постоянную* валентность **I** и образуют оксиды состава

$$Me_2O$$

Этот оксид растворяется в воде, реагирует с нею:

$$Me_2O + H_2O \rightarrow 2MeOH$$

Полученное основание — щёлочь.

Вопрос. Что такое щёлочь? (См. главу 2.3.)

В подгруппе сверху вниз увеличивается и *сила оснований*, т. е. *способность диссоциировать* в водных растворах на ионы. Самой сильной щёлочью является **CsOH**.

Растворы щелочей мылкие на ощупь, разъедают кожу и ткани (щёлочи — *едкие*!), изменяют окраску индикаторов. Поскольку все металлы главной подгруппы I группы образуют щёлочи, — их называют «*щелочные металлы*».

Рассмотрим свойства щелочных металлов на примере натрия. При этом будем придерживаться схемы, изложенной начале второй части.

Строение атома Na изображается схемой:

$$_{11}Na\ )\ 2\ )\ 8\ )\ 1, \quad \text{или} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

Имея один валентный электрон (...$\mathbf{3s^1}$), натрий является активным металлом с постоянной валентностью **I**:

$$Na \ldots 3s^1 - 1\bar{e} \rightarrow Na^+ \ldots 3s^0$$

Простое вещество «натрий» — очень лёгкий (легче воды) серебристо-белый металл, который легко режется ножом. Натрий активно реагирует с кислородом, водородом, неметаллами, водой:

$Na + O_2 \rightarrow Na_2O$ (чаще образуется Na_2O_2 — пероксид натрия)

$Na + H_2 \rightarrow NaH$
гидрид натрия

$$Na + S \rightarrow Na_2S$$
$$Na - 1e^- \rightarrow Na^+$$
$$S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$$

Вопрос. Почему атом серы присоединил 2 электрона?

Задание 9.2. Составьте уравнения реакций натрия с хлором Cl_2, азотом N_2 и водой (при затруднениях см. пояснения в гл. 7.3).

Даже небольшие кусочки натрия (величиной с горошину) при попадании в воду вызывают оглушительный взрыв — это *взрывается* водород (см. гл. 12). Тот же эффект будет, если натрий опустить в раствор кислоты или соли. Кроме того, здесь возможны более сложные побочные процессы. Поэтому *составлять уравнения реакций для щелочных металлов в качестве примеров* процессов

- металл + раствор кислоты →
- металл + раствор соли →

не рекомендуется.

Натрий образует основный оксид $\mathbf{Na_2O}$, который реагирует с водой, с кислотами и кислотными оксидами (см. гл. 2.1), например:

$$Na_2O + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3$$

Задание 9.3. Составьте уравнения реакций оксида натрия с водой и с серной кислотой.

Гидроксид натрия **NaOH** (едкий натр, каустическая сода) проявляет все свойства щелочей: реагирует с кислотными оксидами, кислотами, растворами солей (см. гл. 2.3), например:

NaOH	+	P_2O_5	→	Na_3PO_4	+	H_2O
основание		оксид кислотный как кислота III H_3PO_4		соль фосфат натрия		

Все соединения натрия окрашивают пламя в *жёлтый* цвет. Это *качественная реакция на соединения* натрия.

Задание 9.4. Составьте уравнения реакций гидроксида натрия с хлоридом железа III, фосфорной кислотой, оксидом серы IV. (При затруднениях см. гл. 2.3.)

Задание 9.5. Опишите по разобранной схеме свойства калия и его соединений.

Многие соединения натрия нашли применение в быту и промышленности. Так, *каустическая сода* $NaOH$ применяется для получения мыла, в производстве алюминия, искусственных волокон и др. *Кальцинированная сода* Na_2CO_3 также применяется при получении мыла, а также при варке стекла, стирке белья и др. Но в пищу эти «соды» не употребляются! При приготовлении пищи используют *питьевую соду* $NaHCO_3$ и *поваренную соль* $NaCl$. Питьевая сода используется при лечении простуды, её кладут в печенье, пирожки. Без соли $NaCl$ почти любая еда покажется невкусной, без неё невозможно законсервировать мясо, овощи, грибы. Эти вещества применяются и в технических целях.

9.2. Щелочноземельные металлы

Металлы главной подгруппы II группы в отличие от щелочных металлов имеют довольно разные свойства.

Вопросы

1. Сколько электронов на внешнем уровне атомов этих металлов?
2. Какой металл более активен: натрий или магний? Почему?

Эти металлы имеют на внешнем уровне по 2 электрона, следовательно, они *менее активны*, чем их «соседи» — щелочные металлы, так как на отрыв двух электронов нужно затратить больше энергии, чем на отрыв одного электрона.

Вопрос. Как изменяется активность металлов в подгруппе сверху вниз? Почему?

В этой подгруппе, как и у щелочных металлов, сверху вниз увеличивается сила оснований, т. е. способность диссоциировать в водных растворах на ионы. Кроме того, увеличивается заряд иона, а значит, усиливается притяжение группы OH в гидроксиде металла: ионы Na^+ и OH^- притягиваются слабее, чем Ca^{2+} и OH^-.

Поэтому первые два элемента этой подгруппы *не образуют щелочей*:

$Be(OH)_2$ — амфотерный гидроксид
$Mg(OH)_2$ — слабое основание
] нерастворимые в воде основания!

Кальций уже образует сильное основание — щёлочь, а стронцию и барию соответствуют ещё более сильные основания.

Запомните: Ca, Sr, Ba — *щелочноземельные** металлы, так как их оксиды проявляют щелочные свойства.

Несмотря на эти различия, перечисленные элементы имеют много сходного в свойствах.

Вопрос. Какую валентность проявляют эти химические элементы в соединениях?

Главное сходство химических элементов главной подгруппы II группы заключается в том, что они проявляют в соединениях *постоянную валентность II*, так как на внешнем уровне имеют по два электрона, а на предвнешнем уровне нет незавершённых подуровней.

Рассмотрим свойства химических элементов главной подгруппы II группы на примере кальция. Строение атома кальция изображается схемой:

$$_{20}Ca\ \ 2\ \ 8\ \ 8\ \ 2, \quad \text{или} \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^2}$$

Имея два валентных электрона: **...4*s*²**, кальций является активным металлом, поскольку оба электрона расположены на внешнем уровне. Его постоянная валентность равна двум:

$$Ca \ldots 4s^2 \xrightarrow{-2\bar{e}} Ca^{2+} \ldots 4s^0$$

Простое вещество «кальций» — довольно прочный, серебристо-белый умеренно твёрдый металл. Активно реагирует с кислородом, водородом, неметаллами, водой, растворами кислот:

$$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2 \text{ гидрид кальция.}$$

---

* «Земли» — устаревшее название оксидов металлов, так как эти оксиды входят в состав земли (почвы).

Рассмотрим как происходит взаимодействие кальция с азотом:

$$Ca + N_2 \rightarrow ?$$

$$Ca - 2\bar{e} \rightarrow Ca^{2+}$$

$$N + 3\bar{e} \rightarrow \overset{-3}{N} \quad \longrightarrow \overset{+2}{Ca_3}\overset{-3}{N_2}$$

Вопрос. Почему атом азота присоединяет три электрона?

Задание 9.6. Составьте уравнения реакций кальция с кислородом, хлором (Cl_2), серой, водой, соляной кислотой.

Оксид кальция **CaO** (негашёная известь) очень активно реагирует с водой с выделением такого большого количества теплоты, что вода закипает:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + Q$$

Этот процесс называется «гашением извести», а систему называют «кипелкой».

Вопрос. С какими ещё веществами может реагировать оксид кальция?

Как *основный* оксид CaO реагирует с *кислотными* оксидами и с *кислотами*:

$CaO + SO_2 \rightarrow CaSO_3$

$CaO + HNO_3 \rightarrow$ ... (закончить уравнение этой реакции).

Гидроксид кальция **$Ca(OH)_2$** (гашёная известь) проявляет все свойства щелочей.

Вопрос. С какими веществами могут реагировать щелочи? (При затруднении см. гл. 2.3.)

Задание 9.7. Составить уравнения реакций:

- $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$
- $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow$
- $Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow$

Прозрачный раствор гидроксида кальция в воде называется *известковой водой*. Она мутнеет при пропускании через неё углекислого газа:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow$$

Этот эффект реакции считают *качественным* признаком того, что в данном растворе присутствуют *ионы кальция*. Убедиться в этом поможет также реакция с пламенем: *все* соединения кальция окрашивают пламя в *кирпично-красный цвет*.

Задание 9.8. Опишите по предложенной схеме свойства магния и его соединений.

Многие соединения кальция играют заметную роль в нашей жизни. Достаточно сказать, что *фосфат кальция, карбонат кальция* составляют основу костей, зубов. Без ионов кальция не может свертываться кровь. Без соединений кальция невозможно построить дом, так как известь (гашёная и негашёная) обеспечивает скрепление строительных блоков друг с другом:

$$Ca(OH)_2 + \underset{\text{песок}}{SiO_2} \rightarrow CaSiO_3 + H_2O$$

$$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$$

Образование в результате этих реакций прочных нерастворимых карбонатов и силикатов кальция надёжно скрепляет стены. Аналогичные реакции происходят при схватывании цемента.

Оксид кальция в больших количествах получают обжигом известняка:

$$\underset{\text{известняк}}{CaCO_3} \rightarrow CaO + CO_2$$

Карбонат кальция **$CaCO_3$** составляет основу *мела, мрамора, известняка*. Из него состоят целые горы и пласты земной коры. Под действием воды и углекислого газа из воздуха карбонат кальция переходит в водорастворимое состояние — гидрокарбонат кальция:

$$\underset{\text{нерастворим}}{CaCO_3} + H_2O + CO_2 \rightarrow \underset{\text{растворим}}{Ca(HCO_3)_2}$$

Аналогичные процессы происходят и с карбонатами магния. В результате этих и других процессов *в природной воде* появляются ионы *кальция и магния*.

Вода, содержащая ионы кальция и магния, называется ЖЁСТКОЙ.

Этот термин возник из-за того, что некоторые овощи и плоды под действием такой воды становятся жёсткими: ионы кальция и магния вступают в реакцию с органическими компонентами плодов и овощей.

Чаще всего жёсткая вода приносит неприятности: долго развариваются продукты, плохо моет мыло (см. гл. 24.4), на стенках котлов и труб появляется слой накипи, что может привести к авариям:

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow \underset{\text{накипь}}{CaCO_3\downarrow} + H_2O + CO_2\uparrow$$

Накипь, конечно, можно растворить при помощи соляной кислоты:

$$\underset{\text{нерастворим}}{CaCO_3} + HCl \rightarrow \underset{\text{растворим}}{CaCl_2} + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$CaCO_3 + H^+ \rightarrow Ca^{2+} + H_2O + CO_2\uparrow$$

Задание 9.10. Можно ли растворить накипь при помощи серной, азотной, фосфорной кислот? Ответ подтвердите ионно-молекулярными уравнениями реакций.

Но лучше всего в случаях, когда жёсткость воды повышена, а это нежелательно, умягчать воду. Для этого *ионы кальция и магния* нужно перевести в *нерастворимое состояние*.

Вопрос. Умягчается ли вода при кипячении?

Частично вода умягчается при кипячении, так как при этом растворимые гидрокарбонаты переходят в нерастворимые карбонаты. Но некоторые соли кальция и магния (сульфаты, хлориды) при нагревании не изменяются. В этом случае в воду добавляют вещества, образующие с ионами кальция и магния осадки.

Задание 9.11. Какие из солей: кальцинированная сода, фосфат натрия, поваренная соль — устраняют жёсткость воды? Ответ подтвердить ионными уравнениями реакций, считая, что в состав воды входит сульфат кальция.

Чаще всего для умягчения воды используют кальцинированную соду $\mathbf{Na_2CO_3}$:

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2\,NaCl$$

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow$$

Кальцинированная сода входит в состав стиральных порошков, которые также содержат и фосфаты. Эти вещества «автоматически» смягчают воду при стирке.

ВЫВОДЫ по главе 9

Щелочные металлы — это простые вещества, которые образованы элементами главной подгруппы первой группы. Это очень активные металлы, которые образуют с водой *сильные растворимые основания — щёлочи*.

Щелочноземельные металлы — это простые вещества, которые образованы некоторыми элементами главной подгруппы второй группы **Ca, Sr, Ba**. Это очень активные металлы, которые образуют с водой щёлочи. Ионы кальция и магния делают воду жёсткой.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 9

1. Какие металлы и почему называются щелочными? щёлочноземельными?

2. Осуществить превращения:

$Na \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaNO_3$

$Ca \rightarrow CaO \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2$

Назовите все соединения.

3. Составьте уравнения реакций:

а) литий + кислород → г) натрий + сера →

б) калий + вода → д) натрий + соляная кислота →

в) рубидий + хлор → е) рубидий + фосфорная кислота →

Какую валентность проявляют щелочные металлы во всех полученных соединениях? Почему?

4. С какими из указанных ниже веществ может реагировать **гидроксид натрия**: хлорид меди II, оксид кремния, оксид меди II, нитрат калия, оксид цинка, серная кислота, оксид железа III, гидроксид железа III, гидроксид алюминия?

В случае затруднений см. гл. 2.1 и 2.3.

5. Как, используя только *карбонат кальция и воду*, получить не мене пяти новых веществ? Составьте уравнения необходимых для этого реакций.

6. Какая вода называется «жёсткой»? Можно ли при помощи химических реакций сделать воду «мягкой»? Как?

7. Какие из перечисленных ниже веществ можно использовать для устранения *жёсткости воды*, содержащей *сульфат кальция*: карбонат калия (поташ); азотную кислоту; хлорид бария; гидроксид калия?

Ответ подтвердите ионными уравнениями реакций.

8. Мел практически нерастворим в воде. Почему вода, протекающая по местам залегания мела, обладает повышенной жесткостью?

Прочитайте главу 31.1 и 31.2 и попробуйте решить задачи.

9. В **100** мл воды растворили **2** г кальция. Определить массовую долю вещества в полученном растворе.

10. Сколько граммов натрия нужно растворить в **300** мл **5%**-ного раствора NaOH, чтобы получить **6%**-ный раствор этой щёлочи?

11. Через **200** мл **15%**-ного раствора гидроксида бария (пл. = **1,1** г/мл) пропустили **1,12** л хлороводорода. Определить массовые доли веществ и окраску лакмуса в полученном растворе.

Задания ЕГЭ

12. Основные свойства ослабевают в ряду веществ:

1) $Al_2O_3 \rightarrow MgO \rightarrow Na_2O$ 2) $Li_2O \rightarrow K_2O \rightarrow Rb_2O$

3) $CaO \rightarrow MgO \rightarrow BeO$ 4) $B_2O_3 \rightarrow BeO \rightarrow Li_2O$

13. Верны ли следующие суждения о магнии и его соединении:

А) магний реагирует и с кислотами, и с щелочами;

Б) оксид магния является основным оксидом.

14. Верны ли следующие суждения об элементах IIA группы:

А) барий более активный металл, чем бериллий;

Б) основный характер оксидов в ряду $BaO \rightarrow CaO \rightarrow MgO$ возрастает.

15. Верны ли следующие суждения о металлах IIA группы:

А) при взаимодействии с кислородом преимущественно образуют пероксиды;

Б) их гидроксиды являются щелочами.

16. Верны ли следующие суждения об металлах и их соединениях:

А) высшие оксиды всех элементов II группы проявляют основные свойства;

Б) восстановительные свойства магния выражены сильнее, чем у бериллия.

17. Верны ли следующие суждения о соединениях металлов

А) степень окисления натрия в водородном соединении равна –1;

Б) с возрастанием зарядов ядер атомов основные свойства гидроксидов, образованных элементами IIA группы, возрастают.

18. Оксид кальция реагирует с каждым из трёх веществ

1) кислород, вода, серная кислота;

2) соляная кислота, углекислый газ, вода;

3) оксид магния, оксид серы (IV), аммиак;

4) железо, азотная кислота, оксид фосфора (V).

19. 8,4 г карбоната магния растворили в **250** мл **15**%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,1$ г/мл). Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

Глава 10. | АЛЮМИНИЙ

Алюминий — химический элемент третьей группы, третьего периода, следовательно, строение его атома можно изобразить схемой:

$$_{13}\mathbf{Al}\ \ 2\ \ 8\ \ 3, \qquad \text{или} \qquad 1s^2\ \ 2s^2\ \ 2p^6\ \ \mathbf{3s^2}\ \ \mathbf{3p^1}$$

Имея на внешнем уровне атома три валентных электрона, алюминий проявляет *постоянную* валентность **III**.

Алюминий — мягкий, лёгкий металл. Очень пластичный: вытягивается в тончайшую проволоку, прокатывается в фольгу толщиной всего 0,005 мм. В такую фольгу упаковывают шоколад. Сплавы алюминия с другими металлами имеют высокую прочность, сравнимую со сталью (например, дуралюмин), в то же время они существенно легче. Из таких сплавов делают самолёты, поэтому алюминий называют «крылатым металлом».

Алюминий — очень активный металл, он мгновенно окисляется на воздухе:

$$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3,$$

причем оксидная плёнка покрывает его поверхность тончайшим слоем. Прочная оксидная плёнка предохраняет алюминий от коррозии, например, алюминиевые предметы не взаимодействуют с водой. Но, если разрушить оксидную плёнку, алюминий активно реагирует с водой, даже при нормальных условиях:

$$Al + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + H_2\uparrow$$

Алюминий активно реагирует с неметаллами:

$$Al + I_2 \rightarrow ?$$

$$Al - 3\bar{e} \rightarrow Al^{3+}$$

$$I + 1\bar{e} \rightarrow I^-$$

Вопрос. Почему атом иода принял только один электрон?

Задание 10.1. Составьте уравнения реакций алюминия с серой, азотом (N_2).

Алюминий может вытеснять некоторые металлы из их оксидов:

$$Al + Fe_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + Fe$$

Этот процесс называется «*алюминотермия*» и применяется для получения некоторых металлов из их оксидов. В результате этого процесса выделяется значительное количество теплоты, так что металл получается в расплавленном состоянии. Поэтому алюминотермия используется для сварки некоторых металлов.

Особенность алюминия заключается в том, что он может реагировать и с кислотами, и со щелочами, т. е. проявляет амфотерные свойства:

$$Al + HCl \rightarrow ?$$

$$H_2O + Al + NaOH \rightarrow NaAlO_2 + H_2\uparrow$$

В последней реакции получилась *соль метаалюминиевой кислоты*, которая в свободном состоянии не выделена.

Задание 10.2. Расставьте коэффициенты в последнем уравнении реакции, пользуясь методом электронного баланса.

Такие же амфотерные свойства проявляют и оксид алюминия, и гидроксид алюминия. Другими словами, оксид алюминия реагирует и с кислотами, и со щелочами. Поскольку в химических реакциях особенно легко реагируют вещества с *противоположными свойствами*, при взаимодействии с *кислотами* оксид алюминия ведет себя как обычный *основный* оксид.

$$\underset{\text{как основный оксид}}{Al_2O_3} + \underset{\text{кислота}}{H_2SO_4} \rightarrow ? + ?$$

Задание 10.3. Составьте уравнение реакции оксида алюминия с серной кислотой.

При взаимодействии со щелочами оксид алюминия ведет себя как кислотный оксид. А в этом случае, необходимо выяснить, какая кислота соответствует данному оксиду.

Вспомните или см. гл. 2.1:

$$Al_2O_3 \xrightarrow{(+1H_2O)} (H_2Al_2O_4) \rightarrow HAlO_2$$

$$\underset{\text{как кислотный оксид}}{Al_2O_3} + \underset{\text{основание}}{NaOH} \rightarrow NaAlO_2 + H_2O$$

Вопрос. Можно ли в алюминиевой посуде длительное время хранить кислые щи? Щелочные растворы?

Такие же амфотерные свойства проявляет и гидроксид алюминия, т. е. он растворяется и в кислотах, и в щелочах:

$$\underset{\text{или как кислота } H_3AlO_3}{Al(OH)_3} + NaOH \rightarrow Na_3AlO_3 + H_2O$$

Обратите внимание: поскольку здесь гидроксид алюминия реагирует со щёлочью (основанием), он проявляет свойства кислоты и мы формально записываем его состав в «кислотном» виде, т. е. атомы водорода записываются впереди.

Задание 10.4. Составьте уравнения реакций гидроксида алюминия с серной кислотой и гидроксидом кальция. Запишите оба уравнения в ионном виде.

Очень важно понимать, что *осадок гидроксида алюминия растворяется в избытке щелочи*. Поэтому при получении осадка гидроксида алюминия нужно к щёлочи прибавлять избыток растворимой соли алюминия. Если действовать наоборот, то лишняя щёлочь тут же растворит гидроксид алюминия и осадок не получится. Растворение осадка гидроксида алюминия в избытке щёлочи является *качественным* признаком присутствия солей алюминия в данном растворе.

Необходимо отметить, что все вышеприведенные реакции взаимодействия алюминия и его соединений со щелочами происходят *при сплавлении* (без воды). *В растворах* щелочей происходит растворение этих веществ, что приводит к *образованию комплексных соединений*:

$$Al_2O_3 + NaOH \rightarrow NaAlO_2 + H_2O$$
$$\downarrow + 2H_2O$$
$$Na[Al(OH)_4],$$

$$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow Na_3AlO_3 + H_2O$$
$$\downarrow + 3H_2O$$
$$Na_3[Al(OH)_6]$$

При этом атом алюминия входит в состав прочного комплексного иона, который практически не диссоциирует.

Поэтому растворение алюминия* в *растворе* щёлочи можно выразить уравнением:

$$H_2O + Al + NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4] + H_2\uparrow$$

Задание 10.5. Расставьте коэффициенты в последнем уравнении реакции, пользуясь методом электронного баланса.

Аналогичными свойствами обладает **цинк**, его оксид и гидроксид.

Алюминий занимает третье место (после кислорода и кремния) по распространённости на нашей планете и первое место среди металлов. Он входит в состав гранита, глины, драгоценных камней (основу сапфира, аметиста, рубина составляет оксид алюминия). Практическое применение находит как сам алюминий, так и его сплавы, а также некоторые его соли. Так, сульфат алюминия применяется для очистки питьевой воды.

Вопрос. Какие сплавы алюминия вам известны? Где они применяются? (См. гл. 8.2.)

ВЫВОДЫ по главе 10

Алюминий — амфотерный металл, причем некоторые его соединения (оксид, гидроксид) также амфотерны. Поскольку посуда из алюминия встречается на каждой кухне, эти свойства алюминия должен знать каждый и помнить: **в алюминиевой посуде кислые и солёные продукты, щелочные растворы хранить нельзя!**

Вопросы, задачи и упражнения к главе 10

1. Приведите три примера взаимодействия алюминия с простыми веществами и три примера взаимодействия его со сложными веществами.

* Аналогичными амфотерными свойствами обладают **цинк** и его соединения.

2. Оксид алюминия и оксид кальция — белые порошки. Предложите два способа, при помощи которых их можно различить. Составьте уравнения необходимых реакций.

3. Осуществить превращения:

$$Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3AlO_3$$

Задания ЕГЭ

4. При взаимодействии каких веществ водород не выделяется:

1) Zn и H_2SO_4; 2) Al и NaOH;
3) Cu и HNO_3; 4) Zn и NaOH?

5. При действии избытка раствора гидроксида натрия на раствор сульфата алюминия образуется:

1) Al_2O_3; 2) $Al(OH)_3$;
3) $NaAlO_2$ 4) $Na[Al(OH)_4]$.

6. Какая масса алюминия потребуется для восстановления **0,6** моль железной окалины?

7. Какой объём газа выделится при растворении **10** г алюминия в избытке раствора щёлочи?

8. Смесь меди и алюминия массой **10** г обработали раствором щёлочи. При этом выделилось **10** л газа (н. у.). Определить состав смеси в масс.% (массовую долю алюминия и меди в смеси).

9. Смесь магниевых и алюминиевых опилок обработали разбавленной соляной кислотой, при этом выделилось **22,4** л (н. у.) водорода. Если такую же массу смеси обработать избытком раствора гидроксида калия, то выделится **13,44** л (н. у.) водорода. Рассчитать массовую долю магния в исходной смеси.

Глава 11. | ЖЕЛЕЗО

11.1. Свойства железа и его соединений

Железо — химический элемент восьмой группы, четвёртого периода, следовательно, строение его атома можно изобразить схемой:

$$_{26}\mathbf{Fe}\ \ 2\ \ 8\ \ 14\ \ 2, \quad \text{или} \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{3d^6}\ \mathbf{4s^2}$$

Железо — очень распространённый элемент периодической системы. Среди химических элементов, которые входят в состав Земной коры, оно занимает *четвёртое* место. В центре Земли имеется массивное железно-никелевое ядро, которое обеспечивает естественный магнетизм Земли.

Хотя атом железа в соединениях может проявлять степени окисления +2, +3, +6, в природе встречаются соединения преимущественно трёхвалентного железа:

- Fe_2O_3 — гематит (красный железняк);
- $Fe_2O_3 \cdot FeO$ — магнитный железняк;
- $Fe_2O_3 \cdot H_2O$ — бурый железняк.

Все эти руды имеют буро-красную окраску. Интересно, что от этой окраски произошло слово руда: «рудый» означает «рыжий». Дело в том, что железные руды встретились человеку давным-давно, и с освоения этих руд началась наша цивилизация, поскольку для разработки технологии выплавки железа из руды потребовались значительные интеллектуальные усилия, все знания, которых накопил человек.

Атомы железа (II) входят в состав гемоглобина крови. Именно эти атомы связывают кислород и транспортируют его по всем клеткам нашего организма. При этом атом железа становится трёхвалентным, с характерной для этого состояния «кровавой» окраской. Кстати, название руды «гематит» и означает «кровавый».

Железо — серебристо-белый пластичный металл. Это металл средней активности, тем не менее оно может реагировать с активными неметаллами (галогены, кислород, сера, углерод), кислотами, а при особых условиях — с водой. При этом

если реакция происходит с сильным *окислителем*, то образуется соединение *трёхвалентного* железа. Впрочем, если в результате реакции образуется соединение двухвалентного железа, то на воздухе это соединение быстро окисляется до трёхвалентного состояния. Например, с сильным окислителем хлором образуется хлорид **Fe (III)**:

$$Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$$

А при взаимодействии с соляной кислотой, атом хлора которой может проявлять только восстановительные свойства, образуется *хлорид железа* **(II)**.

Задание 11.1. Составить уравнение реакции взаимодействия железа с серой, водой, соляной кислотой, разбавленной азотной кислотой.

Соли железа **(II)** и **(III)** имеют разную окраску: растворы соединений железа **(II)** бесцветные, а растворы железа **(III)** — окрашены в жёлтый цвет.

При взаимодействии с щелочами *из растворов солей железа* можно получить его гидроксиды. Они так сильно отличаются друг от друга по цвету, что эту реакцию можно считать *качественной* на соединения железа с разной степенью окисления. Так, из солей Fe (II) выделяется белый (в инертной атмосфере) осадок, который на воздухе мгновенно зеленеет:

$$Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow$$

На воздухе этот осадок «ржавеет», становится буро-оранжевым. Состав полученного осадка очень близок к составу ржавчины:

$$Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow$$

Наиболее чувствительной качественной реакцией на $\mathbf{Fe^{3+}}$ является реакция с роданидом калия:

$$FeCl_3 + KCNS \rightarrow \underset{\text{кроваво-красный}}{Fe(CNS)_3} + KCl$$

Оксид и гидроксид железа (II) проявляют *основные свойства*, т. е. реагируют с кислотами, но *не реагируют* со щелочами. В отличие от них, оксид и гидроксид железа (III) проявляют *слабые амфотерные* свойства. Это означает, что при обычных условиях эти вещества реагируют с кислотами и не реагируют со щелочами, но *при сплавлении* они со щелочами реагируют:

$$\underset{(HFeO_2)}{Fe_2O_3} + NaOH \xrightarrow{t^o} NaFeO_2 + H_2O$$

Кроме того, они растворяются *в горячих, концентрированных* растворах щелочей.

Таким образом, на примере свойств соединений железа ещё раз убеждаемся в справедливости закономерности: при возрастании степени окисления атома металла усиливаются и *кислотные*, и *окислительные* свойства соединений.

Действительно, для соединений двухвалентного железа характерны восстановительные свойства: они окисляются просто на воздухе. Для соединений трёхвалентного железа характерны окислительные свойства, они могут находиться в растворе длительное время. Единственное, что «угрожает» солям трёхвалентного железа, — гидролиз, поскольку эти соли соответствуют более слабому основанию.

Задание 11.2. Составьте уравнение реакции гидролиза хлорида железа (III).

11.2. Получение железа (чугуна и стали)

Производство чугуна основано на восстановительных свойствах углерода. Чугун образуется в домнах, куда загружают смесь *кокса* и железной руды. В результате горения кокса образуется необходимое для реакции тепло и сильный восстановитель — угарный газ:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

$$C + CO_2 \rightarrow CO$$

Впрочем, и кокс является прекрасным восстановителем:

$$\underset{\text{руда}}{Fe_3O_4} + \underset{\text{кокс}}{C} \rightarrow Fe + CO$$

Угарный газ является основным восстановителем доменного процесса, поскольку ввиду газообразного состояния имеет высокую реакционную способность, способен проникать в любую точку домны. Кроме того, он не образует цементита. Эти реакции восстановления происходят при температуре 450...700 °C:

$$Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe_3O_4 + CO_2$$
$$Fe_3O_4 + CO \rightarrow FeO + CO_2$$
$$FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2$$

Полученный углекислый газ, реагируя с избытком кокса, вновь превращается в угарный газ:

$$C + CO_2 \rightarrow CO$$

и процесс продолжается. Он происходит в верхней части домны. Выделяющееся в твёрдом виде железо опускается в нижнюю часть домны, контактирует с коксом, начинает плавиться, так как температура в этой части печи превышает 1300 °С. Кокс, образуя сплав с железом (чугун), понижает температуру плавления железа на 400°; одновременно с этим часть железа образует *цементит*:

$$C + Fe \rightarrow \underset{\text{цементит}}{Fe_3C}$$

Для предохранения расплавленного железа от окисления в исходную смесь добавляют флюсы. Это известняк, который является поставщиком углекислого газа и, всплывая на поверхность, образует защитную плёнку.

Полученный чугун содержит до 4,5 % углерода, он используется для получения *стали*. Цель переработки — удаление примесей углерода, фосфора, серы. Готовая сталь должна содержать 0,3...2 % углерода. Кроме того, в сталь вводят различные добавки, которые изменяют её свойства. Так, нержавеющая сталь содержит около 12 % хрома.

Сталь является основным сплавом машиностроения, но легко ржавеет, так как подвергается коррозии (см. гл. 8.4).

ВЫВОДЫ по главе 11

Железо — главный металл нашей цивилизации. Станки, различные машины и механизмы, строительные конструкции, мосты, трубы — всё состоит из железа, точнее, стали или чугуна. Это достаточно активный металл, поэтому легко образует различные соединения, в которых чаще всего проявляет валентность III. Такие соединения имеют обычно красно-коричневую окраску (ржавчина).

Вопросы, задачи и упражнения к главе 11

1. Какие степени окисления проявляет атом железа соединениях? Составьте формулы соответствующих оксидов и гидроксидов, охарактеризуйте их кислотно-основные свойства.

2. Как обнаружить в растворе соединения двух- и трёхвалентного железа? Составить ионно-молекулярные уравнения реакций, указать их эффект.

3. Осуществить превращение:

$$Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_3$$

4. Для восстановления Fe_2O_3 до Fe потребовалось **6,72** л угарного газа. Полученный газ пропустили в раствор, содержащий **20** г гашёной извести. Определить состав и массовые доли полученных солей.

Задания ЕГЭ

5. Веществом А в схеме превращений

$$FeCl_2 \xrightarrow{KOH} X_1 \xrightarrow{O_2 + H_2O} X_2 \xrightarrow{t^o} A$$

является:

1) $Fe(OH)_2$; 2) $Fe(OH)_3$; 3) FeO; 4) Fe_2O_3.

6. В схеме превращений

$$Fe_2O_3 \rightarrow X_1 \xrightarrow{Al} X_2 \xrightarrow{H_2SO_4(р\text{-}р)}$$

веществом X_2 является:

1) сульфат железа (III); 2) сульфат железа (II);
3) сульфид железа (II); 4) сульфид железа (III).

7. Восстановление железа в доменном процессе преимущественно происходит:

1) коксом; 2) угарным газом;
3) флюсом; 4) водородом.

Глава 12. | ВОДОРОД И КИСЛОРОД

12.1. Водород

Водород — самый распространённый химический элемент во Вселенной. Именно он составляет основу горючего вещества Звёзд.

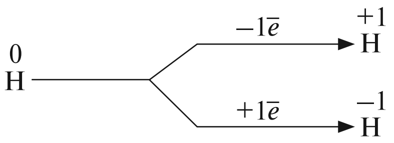
Водород — первый химический элемент Периодической системы Менделеева. Его атом имеет простейшее строение: вокруг элементарной частицы «протон» (ядро атома) вращается один-единственный электрон:

$$^{1}_{1}H \quad +1 \quad (1p) \quad 1\bar{e}$$

Природный водород состоит из трех изотопов: протий ^{1}H, дейтерий ^{2}H и тритий ^{3}H.

Задание 12.1. Укажите строение ядер атомов этих изотопов.

Имея на внешнем уровне один электрон, атом водорода может проявлять единственно возможную для него валентность I:



(1)

Вопрос. Образуется ли завершённый внешний уровень при приёме атомом водорода электронов?

Таким образом, атом водорода может и принимать, и отдавать *один* электрон, т. е. является типичным неметаллом. В *любых* соединениях атом водорода *одно*валентен.

Простое вещество «водород» $\mathbf{H_2}$ — газ без цвета и запаха, очень лёгкий. Он плохо растворим в воде, но хорошо растворим во многих металлах. Так, один объём палладия **Pd** поглощает до 900 объёмов водорода.

Схема (1) показывает, что водород может быть и окислителем, и восстановителем, реагируя с активными металлами и многими неметаллами:

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

$$H_2 + Na \rightarrow NaH$$

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl \text{ и т. д.}$$

Задание 12.2. Определите, в каких реакциях водород является окислителем, а в каких — восстановителем. Обратите внимание, что *молекула водорода состоит из двух атомов*.

Смесь водорода и кислорода является «гремучим газом», поскольку при поджигании её происходит сильнейший взрыв, который унёс многие жизни. Поэтому опыты, в которых выделяется водород, нужно выполнять подальше от огня.

Чаще всего водород проявляет восстановительные свойства, что используется при получении чистых металлов из их оксидов*:

$$Fe_2O_3 + H_2 \rightarrow Fe + H_2O$$

Разнообразные реакции происходят между водородом и органическими соединениями. Так, за счёт присоединения водорода (*гидрирование*) жидкие жиры превращаются в твёрдые (подробнее гл. 25).

Водород можно получить разными способами:

- взаимодействием металлов с кислотами:

$$Me + HCl \rightarrow MeCl_x + H_2$$

Задание 12.3. Составьте уравнения таких реакций для *алюминия, меди и цинка* с *соляной кислотой*. В каких случаях реакция не идет? Почему? В случае затруднения см. гл. 2.2 и 8.3;

- взаимодействие активных металлов с водой:

$$Me + H_2O \rightarrow Me(OH)_x + H_2$$

Задание 12.4. Составьте уравнения таких реакций для *натрия, бария, алюминия, железа, свинца*. В каких случаях реакция не идёт? Почему? В случае затруднений см. гл. 8.3.

В промышленных масштабах водород получают электролизом воды:

$$H_2O \xrightarrow{\text{электрический ток}} H_2 + O_2$$

---

* Аналогичные свойства проявляет алюминий (см. гл. 10 — алюминотермия).

а также при пропускании паров воды через раскалённые железные опилки:

$$H_2O + Fe \rightarrow Fe_3O_4 + H_2$$

Водород — самый распространённый элемент Вселенной. Он составляет бóльшую часть массы звёзд и участвует в термоядерном синтезе — источнике энергии, которую эти звёзды излучают.

12.2. Кислород

Кислород — самый распространённый химический элемент нашей планеты: более половины атомов Земной коры приходится на кислород. Вещество кислород O_2 составляет около 1/5 нашей атмосферы, а химический элемент кислород — 8/9 гидросферы (Мирового океана).

В Периодической системе Менделеева кислород имеет порядковый номер 8 и находится в VI группе второго периода. Поэтому строение атома кислорода следующее:

$$_{8}\mathbf{O}\ \ 2\ \ 6, \quad \text{или} \quad 1s^2\ \mathbf{2s^2}\ \mathbf{2p^4}$$

Имея на внешнем уровне 6 электронов, кислород является типичным неметаллом, т. е. присоединяет *два* электрона до завершения внешнего уровня:

$$\mathbf{O} \ldots 2s^2\ 2p^4 \xrightarrow{+2\bar{e}} \overset{-2}{\mathbf{O}} \ldots 2s^2\ 2p^6$$

Поэтому кислород в своих соединениях проявляет валентность **II** и степень окисления **–2** (за исключением пероксидов).

Принимая электроны, атом кислорода проявляет свойства окислителя. Это свойство кислорода исключительно важно: процессы окисления происходят при дыхании, обмене веществ; процессы окисления происходят при горении простых и сложных веществ.

Горение — окисление простых и сложных веществ, которое сопровождается выделением света и теплоты. В атмосфере кислорода горят или окисляются почти все металлы и неметаллы. При этом образуются оксиды:

$$P + O_2 \rightarrow P_2O_5$$
$$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3\text{*}$$

При горении в кислороде *сложных веществ* образуются оксиды химических элементов, *входящих в состав исходного вещества*. Только азот и галогены выделяются в виде простых веществ:

$$FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$$
$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$
$$NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$$

Вторая из этих реакций используется как источник тепла и энергии в быту и промышленности, так как метан **CH_4** входит в состав природного газа.

Кислород позволяет интенсифицировать многие промышленные и биологические процессы. В больших количествах кислород получают из воздуха, а также электролизом воды (как и водород). В небольших количествах его можно получить разложением сложных веществ:

$$\underset{\text{Пероксид водорода}}{H_2O_2} \rightarrow O_2 + H_2O$$

$$\underset{\text{Бертолетова соль}}{KClO_3} \rightarrow O_2 + KCl$$

Задание 12.5. Расставьте коэффициенты в приведенных здесь уравнениях реакций.

12.3. Вода

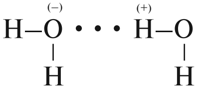
Воду нельзя ничем заменить — этим она отличается практически от всех других веществ, которые встречаются на нашей планете. Воду может заменить только сама вода. Без воды нет жизни: ведь жизнь на Земле возникла тогда, когда на ней появилась вода. Жизнь зародилась в воде, поскольку она является естественным универсальным *растворителем*. Она рас-

* Точнее, Fe_3O_4.

творяет, а значит, измельчает все необходимые питательные вещества и обеспечивает ими клетки живых организмов. А в результате измельчения резко возрастает скорость химических и биохимических реакций. Более того, без предварительного растворения невозможно протекание 99,5 % (199 из каждых 200) реакций! (См. также глава 5.1.)

Известно, что взрослый человек в сутки должен получать 2,5–3 л воды, столько же выводится из организма: т. е. в организме человека существует водный баланс. Если он нарушается, человек может просто погибнуть. Например, потеря человеком всего 1–2 % воды вызывает жажду, а 5 % — повышает температуру тела вследствие нарушения терморегуляции: возникает сердцебиение, возникают галлюцинации. При потере 10 % и более воды в организме возникают такие изменения, которые уже могут быть необратимы. Человек погибнет от обезвоживания.

Вода — уникальное вещество. Её температура кипения должна составлять –80 °С (!), однако равна +100 °С. Почему? Потому что между полярными молекулами воды образуются *водородные связи*:



здесь • • • — водородная связь

Поэтому и лёд, и снег — рыхлые, занимают больший объём, чем жидкая вода. В результате лёд поднимается на поверхность воды и предохраняет обитателей водоёмов от вымерзания. Свежевыпавший снег содержит много воздуха и является прекрасным теплоизолятором. Если снег покрыл землю толстым слоем, то и животные и растения спасены от самых суровых морозов.

Кроме того, вода имеет высокую теплоёмкость и является своеобразным аккумулятором тепла. Поэтому на побережьях морей и океанов климат мягкий, а хорошо политые растения меньше страдают от заморозков, чем сухие.

Без воды в принципе невозможен *гидролиз*, химическая реакция, которая обязательно сопровождает усвоение белков, жиров и углеводов, которые являются *обязательными* компонентами нашей пищи. В результате гидролиза эти сложные органические вещества распадаются до низкомолекулярных

веществ, которые, собственно, и усваиваются живым организмом (подробнее см. главы 25–27). Процессы гидролиза были нами рассмотрены в главе 6. Вода реагирует со многими металлами и неметаллами, оксидами, солями.

Задание 12.6. Составьте уравнения реакций:

а) натрий + вода →
б) оксид кальция + вода →
в) хлорид цинка + вода →
г) хлор + вода →
д) оксид серы (IV) + вода →
е) силикат натрия + вода →

Изменяется ли при этом реакция среды (pH)?

Вода является *продуктом* многих реакций. Например, в реакции нейтрализации и во многих ОВР обязательно образуется вода.

Задание 12.7. Составьте уравнения таких реакций.

ВЫВОДЫ по главе 12

Водород — самый распространённый химический элемент во Вселенной, а кислород — самый распространённый химический элемент на Земле. Эти вещества проявляют противоположные свойства: водород — восстановитель, а кислород — окислитель. Поэтому они легко реагируют друг с другом, образуя самое удивительное и самое распространённое на Земле вещество — воду.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 12

1. Какие химические элементы относятся к неметаллам? Чем они отличаются от металлов?

2. Имеют ли простые вещества-неметаллы сходные физические свойства?

3. Приведите примеры: а) газообразных; б) жидких; в) твёрдых простых веществ, образованных элементами-неметаллами.

4. Что такое аллотропия? Приведите примеры.

5. Предложите не менее четырёх способов получения водорода. Составьте необходимые уравнения реакции.

6. Предложите не менее трёх способов получения кислорода. Составьте необходимые уравнения реакции.

7. Закончить уравнения реакций:

$Na + H_2 \rightarrow$ $Al + O_2 \rightarrow$

$O_2 + H_2 \rightarrow$ $P + O_2 \rightarrow$

$CuO + H_2 \rightarrow$ $CO + O_2 \rightarrow$

$N_2 + H_2 \rightarrow$ $CS_2 + O_2 \rightarrow$

Какие свойства — окислителя или восстановителя — проявляет в каждом случае водород? кислород?

8. Осуществить превращения:

$$KClO_3 \xrightarrow{t^o} А \xrightarrow{+P} Б \xrightarrow{+H_2O} В \xrightarrow{+NaOH} Г$$

$$Na \xrightarrow{+?} H_2 \xrightarrow{+?} Fe \xrightarrow{+?} Fe_2O_3$$

9. Какой объём водорода потребуется на восстановление **10,6** г Fe_3O_4 до железа? (Реакция идет по схеме: $Me_xO_y + H_2 \rightarrow Me + H_2O$.)

10. Сколько молей фосфора нужно сжечь, чтобы получить **28,4** г оксида фосфора V?

11. Какой объём кислорода потребуется для сгорания **8,8** г пропана? (Пропан: C_3H_8.)

12. Какой объём кислорода требуется для полного сгорания **5** л этилена C_2H_4?

13. Хватит ли **10** л кислорода для полного сгорания **17** л водорода?

14. Какой объём кислорода потребуется для полного сгорания **6,2** г фосфора? Сколько молей оксида фосфора при этом получится?

При затруднениях см. раздел 4, главы 30.1 и 31.1.

Глава 13. | УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ

13.1. Строение атома и свойства углерода

Углерод — химический элемент четвертой группы второго периода, поэтому строение его атома можно показать схемой:

$$_{6}\mathbf{C}\ )2\ )4, \quad \text{или} \quad 1s^2\ \mathbf{2s^2}\ \mathbf{2p^2}$$

Имея четыре валентных электрона близко от ядра, атом углерода проявляет неметаллические свойства, т. е. способен *принимать* электроны.

Вопрос. Сколько электронов может принять атом углерода до завершения внешнего уровня?

Принимая четыре электрона, атом углерода приобретает степень окисления **–4**:

$$\mathbf{C} \ldots 2s^2\ \ 2p^2 \xrightarrow{+4\bar{e}} \overset{-4}{\mathbf{C}} \ldots 2s^2\ \ 2p^6$$

Вопрос. Может ли атом углерода в состоянии $\overset{-4}{\mathbf{C}}$ ещё принимать электроны? Как называются атомы, принимающие электроны (окислитель или восстановитель)?

Атом углерода в низшей степени окисления (**–4**) уже не может принимать электроны, но может их отдавать. Значит, атом углерода в низшей степени окисления **–4** может быть только восстановителем. Поэтому метан CH_4 (простейшее водородное соединение этого элемента) легко горит:

$$\underset{\text{восстановитель}}{\overset{-4}{C}H_4} + \underset{\text{окислитель}}{O_2} \rightarrow \ldots$$

Задание 13.1. Закончить уравнение этой реакции (при затруднении см. гл. 2.1).

Как известно, атомы неметаллов могут и отдавать электроны.

Вопрос. Какое максимальное число электронов может отдать атом углерода?

Отдавая четыре валентных электрона, атом углерода переходит в состояние $\overset{+4}{\mathbf{C}}$:

$$\overset{0}{\mathbf{C}} \ldots 2) \; 4) \xrightarrow{-4\bar{e}} \overset{+4}{\mathbf{C}} \ldots 2) \; \mathbf{0})$$

Вопросы. Может ли атом углерода в этом состоянии ещё отдавать электроны? Как называются атомы, которые в окислительно-восстановительных реакциях отдают электроны?

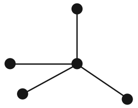
Схема показывает, что атом углерода в высшей степени окисления **+4** не может больше отдавать электроны, но может их присоединять, т. е. он может быть только окислителем. Поэтому углекислый газ CO_2 (простейшее соединение такого атома) не горит:

$$\underset{\text{окислитель}}{CO_2} + \underset{\text{окислитель}}{O_2} \nrightarrow \ldots$$

Сделаем вывод: любой атом в *высшей* степени окисления может быть только *окислителем*; любой атом в *низшей* степени окисления может быть только *восстановителем*.

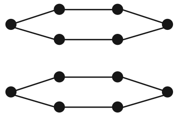
Разберём эти и другие свойства углерода и его соединений на конкретных примерах.

Начнём с того, что простое вещество с названием «углерод» в природе не существует! Дело в том, что атомы углерода по-разному соединяются друг с другом, образуя разные простые вещества. Так, если атомы углерода образуют *тетраэдрическую* пространственную решетку:



то образуется самое *твёрдое* вещество алмаз. Из него делают драгоценные камни — бриллианты, а также режущие инструменты, например для резки стекла.

Если атомы углерода лежат в одной *плоскости:*



то образуется графит (от др.-греч. γράφω — пишу). Углеродные «пластинки» скользят друг относительно друга, и поэтому графит оставляет следы (графитный стержень карандаша) на бумаге. Подобную кристаллическую структуру (графита) имеют *сажа, уголь, кокс*. Эти вещества «пачкаются», а уголь и графит способны проводить электрический ток, что для неметаллов не характерно.

Если атомы углерода составляют линейную структуру:

— ● —— ● —— ● —— ● —— ● —

то образуется карбин — он очень редко встречается в природе. Это очень прочное вещество.

Существование химического элемента в виде нескольких простых веществ называется *аллотропией*. Алмаз, графит, карбин — аллотропные видоизменения (модификации) углерода.

И алмаз, и графит, и карбин имеют почти одинаковые химические свойства, так как образованы одним химическим элементом. Рассмотрим эти свойства на примере графита или угля. Это чёрные блестящие вещества, способные (из-за особенностей внутреннего строения) проводить электрический ток. Поэтому графитовые и угольные стержни используют в качестве электродов в батарейках, при проведении электролиза и т. д.

Вопрос. Может ли атом углерода быть окислителем? Восстановителем? Почему?

Как было показано выше, атом углерода, как и атом почти любого неметалла, может и отдавать, и присоединять электроны, т. е. быть и окислителем, и восстановителем:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$
$$C + H_2 \rightarrow CH_4$$

Задание 13.2. Определите, в какой из реакций атом углерода является окислителем, а в какой — восстановителем?

Чаще всего на практике используют восстановительные свойства углерода. Так, при помощи углерода (кокса) получают чистое железо (чугун) из природной руды:

$$\underset{\text{руда}}{Fe_3O_4} + \underset{\text{кокс}}{C} \rightarrow Fe + CO \qquad (1)$$

Реакция с кислородом происходит при горении твёрдого топлива (угля).

Окислительные свойства углерода проявляются при взаимодействии с металлами. Так образуются *карбиды*.

Задание 13.3. Составьте уравнение реакции алюминия с углеродом. При затруднениях см. главу 7.3.

Карбиды металлов легко разлагаются водой и кислотами. При этом степени окисления не меняются:

$$Al_4C_3 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + CH_4$$

Задание 13.4. Расставьте степени окисления атомов в последней схеме и убедитесь, что они не изменились.

Простые вещества, состоящие из атомов углерода, довольно инертны: они не реагируют со щелочами, растворами кислот, с водой при н. у. Только некоторые кислоты-окислители (азотная, концентрированная серная) могут окислить углерод:

$$C + H_2SO_4 \rightarrow CO_2\uparrow + SO_2\uparrow + H_2O \qquad (2)$$

При температуре 800 °С углерод реагирует с водяными парами:

$$C + H_2O \rightarrow CO + H_2$$

В этой реакции получается газовая смесь, используемая как газообразное топливо — *водяной газ*.

Задание 13.5. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций (1) и (2) методом электронного баланса. Определите, какие свойства проявляет углерод в этих ОВР.

13.2. Свойства соединений углерода

Углерод образует два *оксида*:

- угарный газ CO;
- углекислый газ CO_2.

Задание 13.6. Назовите эти оксиды. Определите характер этих оксидов. В каком из них углерод проявляет высшую степень окисления?

Угарный газ **CO** — *несолеобразующий* оксид*, т. е. он не образует *неорганических* солей ни с кислотами, ни с основаниями. Имея промежуточную степень окисления (+2), углерод

* Такие оксиды называются также *безразличными*, или *индифферентными*.

может быть и окислителем, и восстановителем, но для него более характерны восстановительные свойства:

$$CO + O_2 \rightarrow CO_2 \qquad (3)$$

$$Fe_2O_3 + CO \rightarrow CO_2 + Fe \qquad (4)$$

Реакция (4) происходит в доменных печах при выплавке чугуна из железных руд (см. также главу 11.2). Реакция (3) происходит, когда появляются синие огоньки на непрогоревших углях в костре, печке. Дело в том, что угарный газ образуется при контакте углекислого газа (продукт сгорания любого топлива) с горячими углями при *недостатке кислорода*:

$$CO_2 + C \xrightarrow{t^o} CO$$

При достаточном доступе воздуха (кислорода) угарный газ сгорает полностью. Но если тяга плохая (доступ кислорода затруднён), то реакция (3) не происходит и угарный газ попадает в помещение. А это **смертельный яд!**

Углекислый газ дыхания не поддерживает, но и не ядовит.

Вопрос. Почему CO_2 не горит в кислороде?

Имея высшую степень окисления, атом углерода углекислого газа $\overset{+4}{C}$: может быть только *окислителем* и с *окислителем* (кислородом) *не реагирует*. По этой же причине углекислый газ может реагировать с активными восстановителями (активными металлами, раскалённым углём:

$$Mg + CO_2 \rightarrow MgO + CO$$

Углекислый газ $\mathbf{CO_2}$ — *кислотный* оксид и образует при взаимодействии с водой *слабую* и неустойчивую угольную кислоту, которая существует только в растворах:

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$$

Угольную кислоту пил каждый, так как это обычная газированная вода. Она слегка пощипывает язык, но совсем не обжигает, потому что это *слабая* кислота.

Эта двухосновная кислота образует *два* вида солей — *карбонаты* (средние соли) и *гидрокарбонаты* (кислые соли):

$CO_2 + NaOH \rightarrow NaHCO_3$ гидрокарбонат натрия;

$CO_2 + NaOH \rightarrow H_2O + Na_2CO_3$ карбонат натрия.

Задание 13.7. Расставьте коэффициенты в последних двух уравнениях и определите, от чего зависит состав полученной соли.

Вопрос. Как, используя эти соли, получить углекислый газ?

Угольная кислота получается при действии более сильных кислот на карбонаты и гидрокарбонаты. Но в момент получения неустойчивая угольная кислота разлагается на углекислый газ и воду. Поэтому при действии *более* сильной, чем угольная, кислоты на карбонат выделяется углекислый газ:

$$\begin{array}{r} CO_2\uparrow + H_2O \\ \nearrow \quad \\ HCl + Na_2CO_3 \rightarrow H_2CO_3 + NaCl \end{array} \qquad (5)$$

Это качественная реакция на любые карбонаты, даже в смеси: если исследуемая смесь сухая, то под действием кислоты она «зашипит» из-за выделения газа.

Углекислый газ не имеет вкуса и запаха, не поддерживает горения (тлеющая лучинка гаснет в атмосфере углекислого газа), а при пропускании через известковую воду вызывает её помутнение:

$$\underset{\text{известковая вода}}{Ca(OH)_2} + CO_2 \rightarrow \underset{\text{осадок, который вызывает помутнение}}{CaCO_3\downarrow} + H_2O \qquad (6)$$

Пользуясь химическими реакциями (5) и (6), а также зная свойства углекислого газа, можно обнаружить карбонаты и гидрокарбонаты в растворах и твёрдых смесях. Для этого нужно к твёрдой смеси добавить любую кислоту: смесь зашипит, если в её состав входит соль угольной кислоты. Если эта соль находится в растворе, то после добавления кислоты в нём появляются пузырьки углекислого газа. Так можно получить «газированный напиток».

Реакцию (5) можно использовании при получении CO_2 в лаборатории.

Поскольку угольная кислота слабая, — все растворимые карбонаты подвергаются гидролизу.

Задание 13.8. Составьте уравнение реакции гидролиза карбоната калия (поташа).

В результате реакции гидролиза образуется щелочная среда, поэтому такие карбонаты как сода $\mathbf{Na_2CO_3}$ и поташ $\mathbf{K_2CO_3}$ используются как заменители щелочей, например при варке мыла.

Гидрокарбонаты слабо подвергаются гидролизу и, в отличие от карбонатов, легко разлагаются при нагревании:

$$Na_2CO_3 \overset{t^\circ}{\not\rightarrow}$$

$$NaHCO_3 \overset{t^\circ}{\rightarrow} Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$$

Поэтому *питьевую соду* $\mathbf{NaHCO_3}$ добавляют в печенье и другие мучные кондитерские изделия, которые от этого становятся более пышными и рыхлыми. Питьевую соду применяют при производстве шипучих напитков (в присутствии органических кислот образуется углекислый газ), ею заправляют огнетушители, её же используют в медицине для полосканий и ингаляций.

13.3. Строение атома и свойства кремния

Поскольку кремний и углерод находятся в одной подгруппе, то распределение валентных электронов у них одинаково:

$$\mathbf{C} \ldots 2s^2 2p^2$$
$$\mathbf{Si} \ldots 3s^2 3p^2$$

Кремний тоже проявляет неметаллические свойства, т. е. способен и принимать, и отдавать электроны.

Задание 13.9. Определите степени окисления атома кремния. Составьте формулы его простейших соединений.

Неметаллические свойства кремния выражены слабее, чем у углерода. Это проявляется в том, что, *во-первых*, кремний внешне похож на металл, является полупроводником. Эти свойства кремния высокой чистоты нашли применение в электронике. *Во-вторых*, кислотные свойства оксида и гидроксида кремния выражены слабее, чем у углерода. Рассмотрим эти свойства.

Кремний — по распространённости в природе уступает только кислороду: каждый пятый атом в Земной коре принадлежит кремнию. Массовая доля кремния в Земной коре составляет 29,5 %. В виде простого вещества кремний не встре-

чается в природе, но его оксид известен каждому: это обычный *песок* (кремнезём) SiO_2. Это — самое распространённое твёрдое вещество на нашей планете, так как на него приходится 12 % Земной коры. Этот же состав имеет *кварц, кремень*. Многие горные породы содержат этот оксид, т. е. являются *силикатами*. Таких соединений — 75 % от массы Земной коры! Поэтому название химического элемента происходит от греческого слова «*кремнос*», что означает «утёс, скала».

Простое вещество кремний — это серебристо-серые кристаллы с металлическим блеском. Атомы кремния расположены в этих кристаллах так же, как атомы углерода в алмазе, но связи менее прочные (длина связи больше, потому что радиус атома больше), и кремний уступает по твёрдости алмазу.

Именно *кремень* использовали древние люди для изготовления первых орудий труда, этот твёрдый камень позволил нашим предкам приручить огонь. До той поры, как были изобретены спички, люди высекали искру при помощи кремня. Первые образцы *стекла*, возраст которых около 5 тыс. лет, тоже содержат оксид кремния.

В подавляющем большинстве соединений кремний четырёхвалентен. Кремний — довольно инертное вещество, которое при нормальных условиях реагирует только с фтором. При нагревании до 400...600 °С он взаимодействует с хлором, бромом, кислородом, а также с активными металлами, образуя *силициды*. С водородом кремний не реагирует.

Задание 13.10. Составьте уравнения перечисленных реакций.

Силициды, так же как и карбиды, разлагаются водой и растворами кислот.

$$Mg_2Si + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + SiH_4\uparrow$$

При этом образуется крайне ядовитый газ *силан*. Это настолько сильный восстановитель, что он самовоспламеняется на воздухе.

Задание 13.11. Составьте уравнение реакции горения силана.

В результате образуется облачко дыма, который состоит из мельчайших частичек оксида кремния. Этот оксид, в отличие от аналогичного оксида углерода, является твёрдым веществом.

Кремний, в отличие от углерода, не реагирует с водой и кислотами, но реагирует со щелочами:

$$Si + NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2\uparrow$$

В этой реакции образуется силикат натрия — соль кремниевой кислоты.

Кремний образуется при взаимодействии его оксида с магнием, алюминием или коксом:

$$Mg + SiO_2 \rightarrow MgO + Si$$

Образующийся при этой реакции кремний обычно загрязнён силицидами. Кремний высокой чистоты, необходимый для электроники, получают восстановлением хлорида кремния водородом:

$$SiCl_4 + H_2 \rightarrow Si + HCl$$

Создание и применение современных компьютеров без кремния немыслимо. Этот же неметалл необходим для создания солнечных батарей — источников электрического тока, в которых преобразуется энергия Солнца.

13.4. Кремниевая кислота и силикаты

Как уже упоминалось, минералы, основу которых составляет оксид кремния, составляют около 12% земной коры. К ним относятся песок и кварц, горный хрусталь и полудрагоценные камни (яшма, агат и др.). Песок — это тугоплавкое вещество, при остывании расплава которого образуется *кварцевое стекло*. Обычное стекло образуется при сплавлении этого оксида с карбонатами кальция и натрия.

Оксид кремния относится к кислотным оксидам, поскольку кислоты не действуют на этот оксид, а со щелочами и основными оксидами он образует соли.

Задание 13.11. Составьте уравнения реакций оксида кремния с гидроксидом кальция и оксидом магния. Вспомните, где происходят эти процессы (см. гл. 9).

Но с водой этот кислотный оксид не реагирует, так как соответствующий гидроксид (кислота) нерастворим в воде.

Кремниевая кислота H_2SiO_3— аморфное бесцветное вещество, которое легко теряет влагу и превращается в пористый *силикагель*. Силикагель, как и активированный уголь, используется в качестве адсорбента*.

Кремниевые кислоты образуются под действием любой кислоты на раствор силиката. При этом образуется студенистый осадок:

$$Na_2SiO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2SiO_3\downarrow$$

Эту реакцию можно считать *качественной на силикаты*, потому что при действии кислот на различные соли только силикаты дают *осадок* кислоты.

Концентрированный раствор силикатов калия и натрия называется «жидкое стекло» и применяется в качестве канцелярского клея. Этот клей под действием углекислоты воздуха застывает:

$$Na_2SiO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2SiO_3\downarrow$$

Растворимые силикаты сильно гидролизуются.

Задание 13.12. Составить уравнение реакции гидролиза силиката, определить реакцию среды.

Создавая щелочную среду и связывая ионы кальция и магния, эти силикаты облегчают процессы стирки и входят в состав некоторых моющих средств. Если растворимым стеклом пропитать текстиль или древесину, то они не возгораются. Но не всякий текстиль выдерживает такую обработку: сильно щелочная среда разрушает материал.

Если внимательно посмотреть по сторонам, то искусственно полученные силикаты окружают нас со всех сторон. Это:

- керамические изделия (вазы, чашки, сковородки с керамическим покрытием, к которому не пригорает пища),
- кирпичи, стекло, цемент и бетон, другие строительные материалы;
- изделия из фарфора и фаянса (чашки и тарелки).

Задание. Найдите у себя дома несколько предметов, которые выпускает силикатная промышленность.

---

* Адсорбент — материал, поглощающий влагу, запахи и др. вещества.

ВЫВОДЫ по главе 13

Углерод — самый распространённый химический элемент в органической, т. е. живой природе. Атомы углерода способны реагировать друг с другом, образуя углеродные цепи (как у карбина). Такие углеродные цепочки составляют основу любого органического соединения, которые и составляют основу жизни на Земле.

К неорганическим относятся только простейшие соединения углерода: угарный газ, углекислый газ и соли угольной кислоты.

Кремний играет в неживой природе такую же роль, как углерод — в живой природе. Атомы кремния придают растениям особую прочность. Без кремния ни трава, ни деревья не могли бы расти вверх, а стелились бы по земле. Минералы, основу которых составляет оксид кремния, составляют около 12% земной коры.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 13

1. Какие химические элементы относятся к неметаллам? Чем они отличаются от металлов?

2. Имеют ли простые вещества-неметаллы сходные физические свойства?

3. Что такое аллотропия? Приведите примеры.

4. С какими из перечисленных веществ может реагировать углерод:

а) с кислородом?
б) с водородом?
в) с алюминием?
г) с водой?
д) со щёлочью?
е) с концентрированной серной кислотой?
ж) с разбавленной серной кислотой?
з) с оксидом железа II?

Может ли с этими же веществами реагировать кремний? Составьте уравнения *возможных* реакций.

5. Осуществить превращение:

$$C \rightarrow CO_2 \rightarrow CO \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CO_2$$

6. Предложите два способа, при помощи которых можно различить угарный и углекислый газы.

7. Предложите 2–3 способа, при помощи которых можно получить углекислый газ.

8. С какими веществами может реагировать углекислый газ:

$$NaOH, H_2O, MgCO_3, KCl, CaO, P_2O_5, C, HCl, MgSO_4.$$

Ответ подтвердите уравнениями реакций и обоснуйте правильность своего ответа. Как называются полученные соли?

9. Предложите 2 способа, при помощи которых можно различить питьевую и кальцинированную соды.

10. С какими веществами может реагировать песок:

$$NaOH, H_2O, KCl, CaO, P_2O_5, HCl, Mg.$$

Ответ подтвердите уравнениями реакций и обоснуйте правильность своего ответа. Как называются полученные соли?

11. Как при помощи одного реактива можно различить питьевую соду, силикатный клей и поваренную соль?

12. Через известковую воду пропустили **3** л воздуха. Выпало **0,1** г осадка. Определить объёмную долю (φ) углекислоты (CO_2) в воздухе.

13. 20 г мела опустили в соляную кислоту. При этом выделилось **4** литра газа. Определить массовую долю (ώ) карбоната кальция в образце этого мела.

14. Для превращения **2,9** г смеси гидроксида натрия и карбоната натрия в хлорид натрия, потребовалось **1,35** л хлороводорода. Установить состав смеси.

15. 9,3 г смеси гидроксида и карбоната натрия обработали соляной кислотой. Определить состав смеси, если на реакцию потребовалось **54,75** г **10** %-ной кислоты.

Задания ЕГЭ

16. Какой объём углекислого газа необходим для полного осаждения кальция из раствора, полученного при растворении **11,2** г оксида кальция в 3 литрах воды.

17. 4 моль кремния кипятили в **400 г 20** %-ного раствора гидроксида калия. Вычислить объём полученного газа.

Глава 14. | АЗОТ И ФОСФОР

14.1. Строение атома и свойства азота

Азот — элемент пятой группы второго периода Периодической системы Менделеева.

Задание 14.1. Опишите строение атома этого элемента.

Имея на внешнем энергетическом уровне пять электронов, азот является типичным неметаллом, т. е. способен и принимать и отдавать электроны:

$$N \ldots 2s^2\ 2p^3 \nearrow \overset{+5}{N} \ldots 2s^0\ 2p^0 \text{ (высшая степень окисления)}$$

$$N \ldots 2s^2\ 2p^3 \searrow \overset{-3}{N} \ldots 2s^2\ 2p^6 \text{ (низшая степень окисления)}$$

Задание 14.2. Составьте формулы простейших соединений азота с высшей **(+5)** и низшей **(–3)** степенями окисления (в случае затруднений см. гл. 3).

Задание 14.3. Определите степени окисления азота в соединениях:

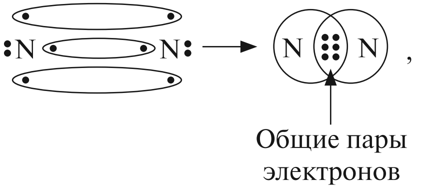
$$NH_3,\ N_2H_4,\ NH_2OH,\ N_2,\ N_2O,\ NO,\ N_2O_3,\ NO_2,\ HNO_3.$$

В своих соединениях атом азота может проявлять любые степени окисления от **–3** до **+5**. Свойства некоторых из этих соединений будут рассмотрены ниже.

Простое вещество — азот $\mathbf{N_2}$ — составляет 4/5 Земной атмосферы. Азот в виде соединений (белков) входит в состав *всех* живых существ. Неорганических соединений азота в земной коре очень мало: 0,002 % по массе.

Вопрос. Какой тип химической связи соединяет атомы азота в его молекуле N_2?

Поскольку в этой молекуле объединяются *одинаковые* атомы — связь ковалентная *неполярная*:



, или $N{\equiv}N$

Графическая формула молекулы азота N_2

Кроме того, это — *тройная связь*, на разрыв которой требуется затратить очень много энергии. Поэтому *при нормальных условиях* азот не реагирует ни с одним веществом, кроме лития. При определённых условиях (нагревание, присутствие катализатора) азот реагирует с некоторыми металлами и неметаллами:

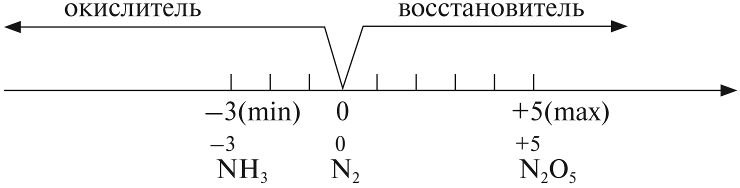
$$N_2 + O_2 \xrightarrow{\text{электрический разряд}} NO$$

$$N_2 + H_2 \xrightarrow{\text{катализатор}} NH_3$$

$$N_2 + Li \xrightarrow{\text{н. у.}} Li_3N$$

Задание 14.4. Расставьте коэффициенты. Определите, какие свойства (окислителя или восстановителя) проявляет азот в этих реакциях.

Поскольку атом азота в молекуле азота $\mathbf{N_2}$ имеет промежуточную степень окисления 0, в химических реакциях он может быть и окислителем и восстановителем:



Так как азот с трудом вступает в химические реакции, он относится к *инертным газам* и используется там, где нужно изолировать что-либо от окислительного действия кислорода: внутри баллона лампочки накаливания, атмосфера нефтехранилища и т. д.

Очень низкая температура кипения жидкого азота (–195,8 °C) позволяет быстро замораживать пищевые продукты и сохранять их в таком виде длительное время.

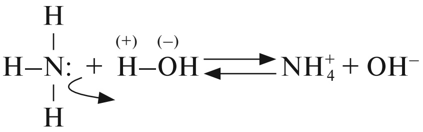
Важнейшими органическими соединениями азота являются белки, которые входят в состав любого живого организма. Но большинство живых существ не могут получать белки из атмосферного азота (связывать азот). Для этого нужны его соединения. Важнейшими неорганическими соединениями азота являются аммиак, азотная кислота и их соли.

14.2. Аммиак и соли аммония

Аммиак NH_3 — бесцветный газ с резким запахом, ядовит.

Задание 14.5. Составьте электронную и графическую формулы аммиака и определите тип химической связи в этой молекуле.

Поскольку связь **N-H** сильно полярна, аммиак очень хорошо растворяется в полярном растворителе (воде) и реагирует с нею:



Вопрос. Какую реакцию среды имеет полученный раствор?

В результате этой реакции в растворе появляется избыток ионов **OH^-**, поэтому раствор аммиака в воде (аммиачная вода, *нашатырный спирт*) имеет щелочную среду и проявляет свойства *слабого основания*. Называется это основание «гидроксид аммония», и ему приписывают формулу **NH_4OH**. Поскольку это щёлочь (растворимое основание), получаемая из летучего вещества (газа), её называют «летучей щёлочью».

Вопрос. Будет ли аммиак, а также его водный раствор реагировать с кислотами? щелочами?

Проявляя основные свойства, аммиак реагирует только с кислотами и не реагирует со щелочами:

$$\underset{\text{газ}}{NH_3} + HCl \rightarrow \underset{\text{хлорид аммония}}{NH_4Cl}$$

$$\underset{\text{раствор}}{NH_4OH} + H_2SO_4 \rightarrow H_2O + \underset{\text{сульфат аммония}}{(NH_4)_2SO_4}$$

В результате таких реакций образуются *соли аммония*, в которых вместо катиона металла имеется одновалентный катион аммония $\mathbf{NH_4^+}$. Соли аммония имеют ряд особенностей:

1. Соли аммония, как соли *слабого* основания, реагируют со щелочами:

$$NH_4Cl + KOH \rightarrow NH_4OH + KCl$$

Задание 14.6. Составьте уравнение этой реакции в ионно-молекулярном виде. Не забудьте, что гидроксид аммония — *слабое* основание.

Если такая реакция идёт при нагревании, то получается аммиак в виде газа. Это *лабораторный способ получения аммиака*:

$$NH_4Cl + Ca(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} NH_4OH + CaCl_2$$

$$NH_4OH \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O$$

Кроме того, появляется характерный запах — *качественный* признак присутствия солей аммония в смеси. Эту реакцию используют для получения аммиака в лаборатории.

Вопрос. Будут ли соли аммония подвергаться гидролизу?

---

2. Соли аммония, как соли *слабого* основания, подвергаются гидролизу:

$$(NH_4)_2SO_4 \rightarrow 2\,NH_4^+ + SO_4^{2-}$$

$$NH_4^+ + H{-}OH \rightleftarrows NH_4OH + H^+$$

Вопрос. Какая реакция среды получается в результате данного процесса?

Задание 14.7. Составьте уравнение реакции гидролиза нитрата аммония. Какой цвет имеет лакмус в этом растворе?

3. Соли аммония, как соли *летучего* основания, разлагаются при нагревании. При этом может выделяться аммиак:

$$NH_4Cl \xrightarrow{t^o} NH_3 + HCl$$

Но если соль образована кислотой, анион которой является сильным окислителем, аммиак не выделяется:

$$NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + H_2O \qquad (1)$$

Почему в этом случае не выделяется аммиак? Возможно, что сначала процесс идёт как обычно:

$$NH_4NO_3 \rightarrow \underset{\text{восста-}\atop\text{новитель}}{\overset{-3}{N}H_3} + \underset{\text{окис-}\atop\text{литель}}{H\overset{+5}{N}O_3}$$

Но поскольку азотная кислота — окислитель, а аммиак — восстановитель, они тут же реагируют друг с другом. При разложении нитрата аммония возможны и другие продукты реакции:

$$NH_4NO_3 \rightarrow N_2 + O_2 + H_2O \qquad (2)$$

Задание 14.8. Составьте электронный баланс для реакций (1) и (2), укажите окислитель и восстановитель.

Вопрос. Почему атом азота в аммиаке проявляет восстановительные свойства? Может ли этот атом принимать электроны?

Атом азота в молекуле аммиака имеет *низшую* степень окисления –3 и поэтому способен только отдавать электроны и проявлять *восстановительные* свойства. Поэтому аммиак легко реагирует с окислителями, например с кислородом, и горит:

$$NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O \qquad (3)$$

$$NH_3 + O_2 \xrightarrow{\text{катализатор}} NO + H_2O \qquad (4)$$

Реакция (3) практического смысла не имеет: зачем возвращать в атмосферу азот, который только что с таким трудом был превращён в аммиак? Зато реакция (4) каталитического окисления аммиака используется при получении азотной кислоты. Кроме того, аммиак и его соли применяются как азотные удобрения, а нитрат аммония входит в состав взрывчатых смесей.

14.3. Азотная кислота и её соли

Азотную кислоту получают в три стадии. Первая — каталитическое окисление аммиака. Полученный бесцветный газ **NO** окисляют в бурый газ **NO_2**:

$$NO + O_2 \rightarrow NO_2$$

Эта реакция идёт даже при нормальных условиях. Полученный бурый газ **NO_2** очень *ядовит*, имеет резкий запах. Растворением его в воде в присутствии кислорода получают азотную кислоту:

$$NO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow HNO_3$$

Азотная кислота — очень сильный электролит, в растворе полностью диссоциирует на ионы:

$$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$$

Вопрос. Какие свойства проявляет атом азота азотной кислоты в окислительно-восстановительных реакциях?

Поскольку атом азота в азотной кислоте находится в высшей степени окисления **+5**, азотная кислота — сильный окислитель. Она окисляет и простые и сложные вещества:

$$P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$$

Органические вещества, входящие в состав бумаги, хлопка, скипидара, могут загореться при соприкосновении с концентрированной азотной кислотой. Не удивительно поэтому, что при взаимодействии металлов с азотной кислотой не удаётся получить водород в качестве продукта реакции:

$$HNO_3 + Me \nrightarrow H_2 \text{ НЕ ПОЛУЧАЕТСЯ!}$$

Действительно, *водород* — восстановитель, а *азотная кислота* — окислитель, и они легко реагируют друг с другом в момент выделения водорода. В результате таких реакций образуются оксиды азота или аммиак, который образует с азотной кислотой соль аммония:

$$Al + \underset{\text{конц.}}{HNO_3} \nrightarrow \text{реакция не идёт}$$

$$\underset{\text{конц.}}{Cu + HNO_3} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$$

$$\underset{\text{разб.}}{Cu + HNO_3} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$$

$$\underset{\text{разб.}}{Mg + HNO_3} \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$$

$$NH_3 \quad + \quad HNO_3$$

Обратите внимание. 1. **Концентрированная** азотная кислота *не реагирует* с алюминием, хромом и железом, так как образует на их поверхности прочную оксидную плёнку, которая предохраняет металл от дальнейшего окисления (*пассивирует* его).

2. Азотная кислота реагирует даже с теми металлами, которые стоят в ряду напряжений *после водорода* (водород и здесь **НЕ** выделяется!).

3. Продукт реакции зависит и от активности металла и от разбавления кислоты: чем активнее металл и чем разбавленнее кислота, тем сильнее восстанавливается кислота, т. е. сильнее изменяется степень окисления атома азота (вплоть до –3).

Задание 14.9. Расставьте коэффициенты в этих уравнениях реакций, пользуясь методом электронного баланса.

В любой из этих реакций образуется соль азотной кислоты — нитрат. Нитраты — это хорошо растворимые соли, применяемые часто в качестве удобрений (**KNO_3**, **NH_4NO_3**). Соединения азота используются в качестве удобрений, поскольку растения, как и человек, не способны усваивать азот воздуха, т. е. не способны превращать **N_2** в органические соединения азота. А без этих соединений — *аминокислот, белков, нуклеиновых кислот* — жизнь в принципе невозможна.

При использовании таких удобрений следует помнить, что избыток нитратов в почве и растениях опасен для жизни, так как нитраты ядовиты!

Нитраты легко разлагаются при нагревании, причём продукты разложения зависят от активности металла. Так, нитраты очень активных металлов — селитры — разлагаются по схеме:

$$MeNO_3 \rightarrow \underset{\text{нитрит}}{MeNO_2} + O_2$$

Задание 14.10. Составьте уравнение реакции разложения нитрата натрия.

Селитры входят в состав взрывчатых веществ. Так, нитрат калия входит в состав чёрного пороха. Действием на сухие нитраты концентрированной серной кислотой можно получить азотную кислоту.

14.4. Строение атома и свойства фосфора

Фосфор был получен и назван алхимиком *Брандом**, который пытался найти философский камень. Этот камень, по убеждению алхимиков, мог превращать металлы в золото, обладал магическими свойствами. В 1669 году Бранд из остатков прозаической мочи выделил вещество, которое светилось в темноте. Безусловно, такими свойствами мог обладать только философский камень! Увы, никакими чудодейственными свойствами это вещество не обладало, но способность свечения в темноте подарило веществу и химическому элементу имя: его назвали *фосфор*, что означает «*несущий свет*».

Задание 14.11. Составьте электронную схему строения атома фосфора, укажите распределение валентных электронов, возможные степени окисления.

Распределение валентных электронов атома фосфора:

$$\mathrm{P}\ \ldots\ 3s^2\,3p^3$$

Поэтому фосфор проявляет в соединениях степени окисления –3, +3 и +5.

Задание 14.12. Составьте формулы водородных соединений, оксидов и гидроксидов фосфора, которые соответствуют этим степеням окисления.

Ниже мы рассмотрим свойства этих соединений, но вначале следует описать свойства простого вещества.

Как и для углерода, для фосфора характерно несколько аллотропных модификаций. В природе они не встречаются ввиду высокой активности этого неметалла. Почему, собственно, светился фосфор, полученный алхимиком? Потому что это был *белый* фосфор. Он имеет состав $\mathbf{P_4}$. Это неполярное вещество, легко испаряется (возгоняется), причём *пары* белого

* **БРАНД Хённинг** (ок. 1630–после 1710) — немецкий алхимик без специального образования, профессиональный военный.

фосфора окисляются на воздухе. При этом энергия химической реакции переходит в световую:

$$P_4 + O_2 \rightarrow P_4O_{10} + \hbar\nu$$

Появляется свечение.

Полученный оксид проявляет ярко выраженный кислотные свойства, так как фосфор — активный неметалл, а степень окисления атома фосфора — высшая. Поэтому при попадании на кожу белого фосфора появляются глубокие, плохо заживающие ожоги. Кроме того, белый фосфор, его пары — токсичное вещество. Белый фосфор — желтоватое мягкое вещество, растворимое в неполярных растворителях.

В противоположность ему — *красный* фосфор достаточно инертное вещество, безвредное для человека, но при условии, что оно — абсолютно чистое. Примеси белого фосфора, которые довольно часто встречаются, делают его ядовитым. В чём причина такого разительного изменения свойств? В том, что красный фосфор и другие аллотропные модификации фосфора — являются неорганическими полимерами. И чем выше степень полимеризации, тем инертнее вещество, тем темнее цвет. В настоящее время кроме *чёрного* фосфора описаны свойства жёлтого, алого, фиолетового, коричневого и даже стеклообразного.

Чаще всего встречаются и используются белый, красный и чёрный фосфор. Рассмотрим свойства *красного фосфора*.

Красный фосфор — это красно-бурый аморфный порошок практически нерастворимый в воде и неполярных растворителях, поскольку это полимер. Степень полимеризации установить невозможно, поэтому химическая формула **P**. В зависимости от того, происходит ли горение в избытке или недостатке кислорода, образуются разные оксиды:

$$P + O_{2\,(\text{недостаток})} \rightarrow P_2O_3 \text{ (фосфористый ангидрид)}$$

$$P + O_{2\,(\text{избыток})} \rightarrow P_2O_5 \text{ (фосфорный ангидрид)}$$

Кроме того, фосфор реагирует с активными металлами и неметаллами:

$$P + Cl_{2\,(\text{недостаток})} \rightarrow PCl_3$$

$$P + Cl_{2\,(\text{избыток})} \rightarrow PCl_5$$

$$P + S \rightarrow P_2S_3$$

Задание 14.13. Составить уравнение реакции фосфора с кальцием. Назвать полученное вещество.

Фосфиды, как и нитриды, силициды, разлагаются водой и кислотами. В результате образуется *фосфин* — ядовитый газ с неприятным чесночным запахом. Он способен самовоспламеняться на воздухе:

$$PH_3 + O_2 \rightarrow P_2O_5 + H_2O$$

Именно огоньки-вспышки этого газа пугают прохожих на кладбищах, поскольку *фосфин образуется при гниении белковых тел*. А это означает, что фосфор, как и азот, — биогенный элемент. Биологические свойства соединений фосфора будут рассмотрены ниже.

Вышеперечисленные реакции подтверждают ранее установленное правило: атомы с промежуточной степенью окисления проявляют свойства и окислителя, и восстановителя. Восстановительные свойства фосфора проявляются при взаимодействии с бертолетовой солью $\mathbf{KClO_3}$:

$$P + KClO_3 \rightarrow P_2O_5 + KCl$$

Эта реакция начинается при лёгком нагревании, трении, а иногда и без причин. В результате может произойти сильная вспышка. Мы её наблюдаем всякий раз, как только чиркаем спичкой о спичечный коробок. В состав спичечной головки входит бертолетова соль $\mathbf{KClO_3}$ и сера, а в состав намазки — красный фосфор и толчёное стекло.

14.5. Свойства и значение соединений фосфора

Как уже было показано выше, фосфор образует два вида оксидов P_2O_3 и P_2O_5. Это кислотные оксиды, образующие с водой фосфористую кислоту H_3PO_3 и несколько фосфорных кислот. Состав фосфорных кислот отражает формула $x\ P_2O_5 \cdot y\ H_2O$:

$$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$$

метафосфорная кислота

Метафосфорная кислота неустойчива и, присоединяя воду, превращается в более устойчивую кислоту:

$$HPO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$$

ортофосфорная кислота (фосфорная кислота)

Или в суммарном виде:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$$

Ортофосфорная кислота диссоциирует в три стадии:

$$H_3PO_4 \rightarrow H^+ + H_2PO_4^-$$
$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$$
$$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$$

Поэтому она образует три вида солей: $\mathbf{KH_2PO_4}$ — дигидрофосфат, $\mathbf{K_2HPO_4}$ — гидрофосфат, $\mathbf{K_3PO_4}$ — фосфат. Эти соли, их растворы имеют разные свойства. Так, если большинство фосфатов нерастворимы в воде, кислые фосфаты имеют бóльшую растворимость.

Поскольку фосфор химически активен, в природе встречаются только нерастворимые соединения фосфора, в основном фосфаты. Они составляют основу таких минералов как *апатиты* и *фосфориты*. Основу фосфоритов составляет фосфат кальция, а в состав апатитов кроме него входят хлориды и фториды кальция.

Аналогичный состав имеют наши кости (фосфориты) и зубы (фторапатиты). В теле взрослого человека до 1,5 кг этого химического элемента. Таким образом, фосфор — биогенный элемент. Атомы фосфора входят в состав ДНК и РНК (нуклеиновых кислот), которые хранят и воспроизводят генетическую информацию. Кроме того, атомы фосфора входят в состав **АТФ** (аденозин**трифосфорной** кислоты), при гидролизе которой выделяется аккумулированная в этой молекуле энергия.

Фосфор в чистом виде получают при нагревании измельчённых фосфоритов с песком и коксом:

$$Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \rightarrow P + CO + CaSiO_3$$

Полученный фосфор используется при изготовлении спичек и пиротехнических составов, ядохимикатов, СМС (синтетических моющих средств) и многого другого.

ВЫВОДЫ по главе 14

Азот — это элемент жизни, поскольку он входит в состав любого живого организма в виде *белков, нуклеиновых кислот.*

С другой стороны, газ азот обладает инертными свойствами, с трудом вступает в химические реакции, составляет основу атмосферы Земли. Фосфор совместно с азотом входит в состав ДНК, РНК, АТФ. Многочисленные соединения фосфора незаменимы в быту.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 14

1. Какие химические элементы относятся к неметаллам? Чем они отличаются от металлов?

2. Имеют ли простые вещества-неметаллы сходные физические свойства?

3. Что такое аллотропия? Приведите примеры.

4. Чем объясняется и как подтверждается инертность газообразного азота?

5. Какое соединение называли «летучей» щёлочью? Почему? Составьте уравнение реакции этого вещества с водой и серной кислотой. Назовите полученные вещества.

6. Какие особенности и почему имеют соли аммония? Ответ подтвердите, составив уравнения следующих реакций:

$(NH_4)_2SO_4 + NaOH \rightarrow$ $K_2SO_4 + NaOH \rightarrow$

$NH_4Cl \rightarrow$ (разложение) $NaCl \rightarrow$ (разложение)

$NH_4NO_3 + H_2O \rightarrow$ $NaNO_3 + H_2O \rightarrow$

Почему некоторые из этих реакций не идут?

7. Осуществить превращения:

а) азот → аммиак → хлорид аммония → нитрат аммония → аммиак → азот;

б) $H_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NO_2$.

8. Почему не выделяется водород при взаимодействии азотной кислоты с металлами?

9. Закончить уравнения реакций и уравнять их методом электронного баланса:

$Mg + HNO_3 \rightarrow N_2O + ... + ...$

$Fe + HNO_3 \rightarrow NO + Fe^{+3}... + ...$

Задания ЕГЭ

10. Металл образуется при прокаливании нитрата

1) железа; 2) цинка; 3) серебра; 4) калия.

11. При поглощении бурого газа гашёной известью было получено 592 г безводных солей, содержащих 35,41 % кальциевой селитры. Вычислить объём вступившего в реакцию газа.

12. Какой объём кислорода потребуется для каталитического окисления 200 л аммиака?

13. При взаимодействии ортофосфорной кислоты и аммиака образовалось 211,2 г гидрофосфата аммония с выходом 80 % от теоретически возможного. Вычислить объём вступившего в реакцию газа.

14. В 100 мл воды последовательно растворили сначала 1 л аммиака, а затем — 800 мл хлороводорода. Найти массовую долю соли в полученном растворе и реакцию среды.

15. 60 л оксида азота II прореагировали с 20 л кислорода. Вычислить объём не вступившего в реакцию газа.

16. Прокалили 620 г фосфорита, включающего 10 % не содержащих фосфор примесей, с 5 моль кокса в присутствии песка. Вычислить объём выделившегося в реакции газа. (При затруднении в решении задач 14—15 см. задачи в главе 31.3.)

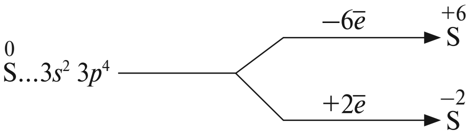
Глава 15. | СЕРА

15.1. Строение атома и свойства серы

Сера — элемент шестой группы третьего периода периодической системы Менделеева. Поэтому строение атома серы изображается так:

$$_{16}S\ \ 2\ \ 8\ \ 6, \quad \text{или} \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2}\ \mathbf{3p^4}$$

Строение атома серы указывает на то, что это неметалл, т. е. атом серы способен и к приёму электронов и к отдаче электронов:



Задание 15.1. Составить формулы соединений серы, содержащие атомы серы с данными степенями окисления.

Простое вещество «*сера*» — твёрдый хрупкий минерал жёлтого цвета, нерастворимый в воде. В природе встречается как самородная сера, так и её соединения: сульфиды, сульфаты. Сера как активный неметалл легко реагирует с водородом, кислородом, почти со всеми металлами и неметаллами:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

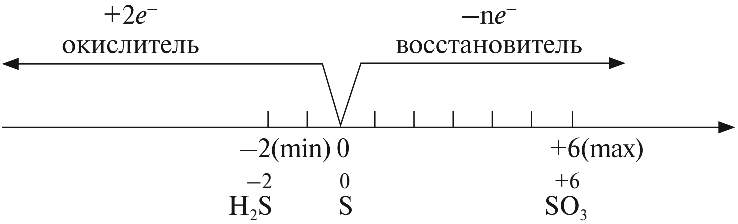
$$S + H_2 \rightarrow H_2S$$

$$S + Al \rightarrow Al_2S_3$$

$$S + C \rightarrow CS_2 \text{ (сероуглерод)}$$

Задание 15.2. Назовите полученные соединения. Определите, какие свойства (окислителя или восстановителя) проявляет сера в этих реакциях.

Как типичный неметалл простое вещество сера может быть и окислителем, и восстановителем:



Иногда эти свойства проявляются в одной реакции:

$$3\overset{0}{S} + KOH \rightarrow K_2\overset{-2}{S} + K_2\overset{+4}{S}O_3 + H_2O$$

окислитель ↑ $S^o + 2e \rightarrow S^{-2}$ ‖ 2

$3S^o$

восстановитель $S^o + 4e \rightarrow S^{+4}$ ‖ 1

Поскольку атом-окислитель и атом-восстановитель одинаковые, их можно «сложить», т. е. на оба процесса нужно **три** атома серы.

Задание 15.3. Расставьте остальные коэффициенты в этом уравнении.

Сера может реагировать с кислотами — сильными окислителями:

$$S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$$

Таким образом, являясь активным неметаллом, сера образует множество соединений. Рассмотрим свойства сероводорода, оксидов серы и их производных.

15.2. Сероводород

H_2S — сероводород, сильно ядовитый газ с противным запахом тухлых яиц. Правильнее сказать, белки яиц при гниении разлагаются, выделяя сероводород.

Задание 15.4. Исходя из степени окисления атома серы в сероводороде, предскажите, какие свойства будет проявлять этот атом в окислительно-восстановительных реакциях.

Поскольку сероводород — восстановитель (атом серы имеет *низшую* степень окисления), он легко окисляется. Кислород воздуха окисляет сероводород даже при комнатной температуре:

$$H_2S + O_2 \rightarrow S + H_2O$$

Сероводород горит:

$$H_2S + O_2 \rightarrow SO_2 + H_2O$$

Сероводород немного растворим в воде, причём его раствор проявляет свойства *очень слабой* кислоты (сероводородной **H_2S**). Она образует соли *сульфиды*:

$$H_2S + CuSO_4 \rightarrow \underset{\text{чёрный}}{CuS\downarrow} + H_2SO_4$$

Вопрос. Как, имея сульфид, получить сероводород?

Сероводород в лабораториях получают, действуя на сульфиды более сильными (чем **H_2S**) кислотами, например:

$$Na_2S + HCl \rightarrow H_2S\uparrow + NaCl$$

запах!
качественная реакция на сульфиды

15.3. Сернистый газ и сернистая кислота

SO_2 — сернистый газ с резким удушливым запахом. Ядовит. Растворяется в воде, образуя сернистую кислоту:

$$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$$

Эта кислота средней силы, но очень неустойчива, существует только в растворах. Поэтому при действии на её соли — ***сульфиты*** — другими кислотами можно получить сернистый газ:

$$Na_2SO_3 + 2HCl \rightarrow H_2SO_3 + 2\ NaCl$$

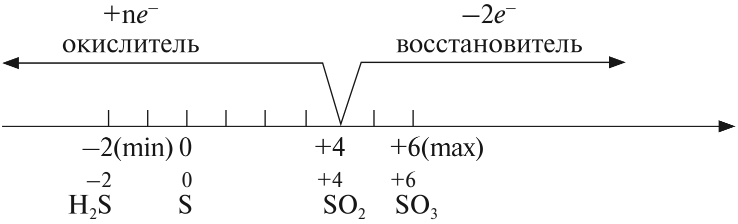
$$H_2SO_3 \rightarrow H_2O\ \ SO_2\uparrow$$

запах!
качественная реакция на сульфиты

При кипячении полученного раствора эта кислота разлагается полностью.

Задание 15.5. Определите степень окисления серы в сернистом газе, сернистой кислоте, сульфите натрия.

Поскольку степень окисления **+4** для серы является промежуточной, все перечисленные соединения могут быть и окислителями и восстановителями:



Например:

$$SO_2 + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO_2$$
$$SO_2 + H_2S \rightarrow S\downarrow + H_2O$$

Задание 15.6. Расставьте коэффициенты в этих схемах методом электронного баланса. Укажите, какие свойства проявляет атом серы со степенью окисления +4 в каждой из реакций.

Восстановительные свойства сернистого газа применяются на практике. Так, при восстановлении теряют цвет некоторые органические соединения, поэтому оксид серы IV и сульфиты применяют при отбеливании. Сульфит натрия, растворённый в воде, замедляет коррозию труб, так как легко поглощает кислород из воды, а именно кислород является «виновником» коррозии:

$$Na_2SO_3 + O_2 \rightarrow Na_2SO_4$$

Окисляясь в присутствии катализатора, сернистый газ превращается в серный ангидрид $\mathbf{SO_3}$:

$$SO_2 + O_2 \xrightarrow{\text{катализатор}} SO_3$$

15.4. Серный ангидрид и серная кислота

Серный ангидрид $\mathbf{SO_3}$ — бесцветная жидкость, бурно реагирующая с водой:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

Серная кислота $\mathbf{H_2SO_4}$ — сильная кислота, которая в *концентрированном* виде активно поглощает влагу из воздуха (это свойство применяется при осушении различных газов) и из некоторых сложных веществ:

$$C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{H_2SO_4} (H_2O) + C$$

Кроме того, *концентрированная* серная кислота, являясь сильным окислителем, окисляет углерод:

$$H_2SO_4 + C \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$$

Поэтому, попадая на кожу, *концентрированная* серная кислота вызывает тяжёлые ожоги, а попадая на ткани, бумагу и другие вещества, *обугливает* их.

Являясь окислителем (**+6** — высшая степень окисления для серы!), *концентрированная* серная кислота реагирует почти со всеми металлами (кроме железа и благородных металлов) *без выделения водорода*:

$$Cu + \underset{\text{конц.}}{H_2SO_4} \rightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + H_2O$$

$$Mg + \underset{\text{конц.}}{H_2SO_4} \rightarrow MgSO_4 + H_2S\uparrow + H_2O$$

Задание 15.7. Уравняйте эти схемы методом электронного баланса. Укажите, какой атом является окислителем в каждом случае.

Но *разбавленная* серная кислота и её соли — сульфаты — окислительных свойств (за счёт атома серы) практически *не проявляют*:

$$Cu + H_2SO_4 \nrightarrow \text{реакция НЕ идёт}$$

$$Mg + H_2\overset{+6}{S}O_4 \rightarrow Mg\overset{+6}{S}O_4 + H_2$$

Задание 15.8. Определите, какой атом является окислителем в данной реакции.

Растворы серной кислоты проявляют все свойства сильных кислот.

Задание 15.9. Составьте уравнения реакций, отражающие эти свойства. (При затруднении см. гл. 2.2.)

Качественной реакцией на $\mathbf{SO_4^{2-}}$ является образование белого осадка $\mathbf{BaSO_4}$, нерастворимого в кислотах:

$$SO_4^{2-} + Ba^{2+} \rightarrow BaSO_4\downarrow$$

Серная кислота имеет разнообразное применение: её используют при получении стиральных порошков, лекарств, красителей, удобрений и других необходимых веществ.

ВЫВОДЫ по главе 15

Изложенное выше можно отразить в шутливом стишке: «Сера, сера, буква S, 32 атомный вес, сера в воздухе горит, образует ангидрид (какой кислоты?), ангидрид плюс вода — получилась кислота (какая?)».

Вопросы, задачи и упражнения к главе 15

1. Какие физические свойства характерны для серы?

2. Какие свойства — окислителя или восстановителя — проявляет сера в окислительно-восстановительных реакциях? Почему? Ответ подтвердите двумя-тремя уравнениями реакций.

3. Закончить уравнения практически осуществимых реакций:

$Na_2SO_4 + HCl \rightarrow$

$SO_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow$

$Al + S \rightarrow$

$NaOH + S \rightarrow$

$HCl + SO_2 \rightarrow$

$KOH + H_2SO_4 \rightarrow$

$Na_2SO_3 + HCl \rightarrow$

$FeS + HCl \rightarrow$

4. С какими из веществ реагирует сернистый газ:

$$H_2O,\ Ca(OH)_2,\ NaCl,\ MgO,\ CO_2,\ H_2S.$$

Составьте уравнения реакций.

5. Напишите уравнения реакций получения сульфида, сульфита и сульфата натрия. Как различить полученные вещества?

6. Осуществить превращение:

сера → сероводород → сульфид натрия → сероводород → сернистый газ → серный ангидрид → серная кислота → сернистый газ.

7. Какие особенности имеет концентрированная серная кислота? Следует ли их учитывать при работе с ней?

8. С какими из веществ реагирует *раствор* серной кислоты:

Ba, Mg, Cu, S, Na_2CO_3, KNO_3, $Fe(OH)_3$, NaCl, MgO?

Изменится ли результат, если для реакции с этими веществами использовать *концентрированную* серную кислоту?

Задания ЕГЭ

9. При взаимодействии 4 моль сероводорода с сернистым ангидридом было получено 153,6 г твёрдого продукта реакции. Какой объём сернистого ангидрида вступил в реакцию?

10. При обжиге сульфида цинка было получено 0,5 моль оксида цинка. Какой объём кислорода был израсходован в процессе?

11. Сколько граммов серы может получиться при взаимодействии 4,5 л сероводорода и 3 л кислорода? (При затруднении см. задачи в главе 31.3.)

Глава 16. | ГАЛОГЕНЫ

16.1. Строение атома и свойства галогенов

Галогены — общее название химических элементов, которые образуют главную подгруппу седьмой группы.

Задание 16.1. Назовите эти химические элементы.

Вопрос. Что общего в строении атомов этих элементов?

Атомы галогенов — **F, Cl, Br, I, At** — имеют на внешнем уровне *семь* электронов:

$$\mathbf{Г} \text{ или } \mathbf{Hal...ns^2\ np^5},$$

условное обозначение любого **Г**алогена

где **n** — номер внешнего энергетического уровня (совпадает по величине с номером периода, в котором находится химический элемент), поэтому типичным процессом для всех галогенов в химических реакциях будет *приём* недостающих электронов до восьми (в данном случае одного электрона):

$$\text{Hal} \ldots ns^2\ \ np^5 \xrightarrow{+1e^-} \text{Hal}^{1-} \ldots ns^2\ \ np^6$$

Таким образом, для этих атомов характерны свойства *окислителей*, и они легко реагируют с металлами (*восстановителями*), образуя соли:

$$Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$$

Собственно, отсюда и возникло название «*галоген*»: «*галос*» — соль, «*генес*» — рождаю; *галогены — образующие соли*.

Вопрос. Чем различаются галогены по строению атомов?

Сравнив строение атомов любых двух галогенов:

F) 2) 7 и Br) 2) 8) 18) 7,

легко видеть, что чем ниже в Периодической системе Менделеева находится данный галоген, тем дальше от ядра находятся его валентные электроны.

Вопрос. Влияет ли это на активность галогена как неметалла?

Поэтому сверху вниз (*от фтора к астату*) способность принимать электроны уменьшается, а значит, *уменьшается* окислительная и *неметаллическая активность.* В результате более активные галогены могут вытеснять менее активные галогены из их солей:

$$K\overset{-1}{I} + Cl_2 \rightarrow KCl + I_2$$

$$K\overset{-1}{Cl} + I_2 \nrightarrow \text{не идёт}$$

В таких реакциях атом галогена, входящий в состав соли, должен иметь низшую степень окисления –1.

Молекулы простых веществ-галогенов двухатомны. С увеличением их молярной массы увеличиваются температуры кипения и плавления этих веществ. Поэтому:

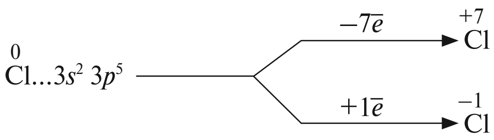
- $\mathbf{F_2}$ и $\mathbf{Cl_2}$ — газы;
- $\mathbf{Br_2}$ — бурая жидкость;
- $\mathbf{I_2}$ — тёмно-фиолетовые кристаллы, которые легко испаряются, если йод находится в открытой посуде.

Являясь сильными окислителями, все галогены сильно ядовиты. Но в виде соединений некоторые из них полезны. Например, простое вещество бром Br_2 — ядовито, а соединения брома (бромиды) успокаивают. Именно их выписывают врачи, чтобы успокоить человека, уменьшить приступ кашля.

Рассмотрим некоторые свойства галогенов на примере хлора.

Задание 16.2. Изобразите строение атома хлора, определите его высшую и низшую степени окисления.

Все галогены, кроме фтора, могут проявлять в соединениях и отрицательные, и положительные степени окисления:



Задание 16.3. Составьте формулы соединений хлора, в которых атом хлора имеет эти степени окисления.

Простое вещество *хлор* — газ жёлто-зелёного цвета. Очень ядовит. Как и у других галогенов, молекула хлора двухатомна: $\mathbf{Cl_2}$. Являясь типичным и очень активным **не**металлом, хлор может и принимать, и отдавать электроны, т. е. быть и окислителем, и восстановителем. Но окислительные свойства преобладают. Хлор реагирует с различными металлами и неметаллами:

$$Cl_2 + H_2 \rightarrow HCl$$

$$Cl_2 + P \rightarrow PCl_3$$

$$Cl_2 + Al \rightarrow AlCl_3$$

а также с водой:

$$Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO \qquad (1)$$

Задание 16.4. Определите, какие свойства проявляют атомы хлора в этих окислительно-восстановительных реакциях.

Раствор хлора в воде — *хлорная вода* — содержит слабую *хлорноватистую* кислоту **HClO**, которая довольно быстро разлагается, образуя атомарный кислород:

$$HClO \rightarrow HCl + [O]$$

Хлорноватистая кислота и атомарный кислород — сильнейшие окислители, они разрушают красители, убивают микроорганизмы. Поэтому раствор хлора в воде используют для отбеливания тканей; при помощи хлора дезинфицируют воду.

Аналогичные процессы происходят при пропускании хлора в раствор щёлочи:

$$Cl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$$

Обратите внимание. Щёлочь как бы нейтрализует те кислоты, которые получались в водном растворе в ходе реакции **(1)**.

Если эта же реакция идёт *при нагревании*, то состав продуктов реакции изменяется:

$$Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$$

Полученная соль — хлорат калия (*Бертолетова соль*) — является сильным окислителем. Так, она окисляет фосфор даже при слабом трении:

$$KClO_3 + P \rightarrow KCl + P_2O_5$$

Эта реакция происходит всякий раз, когда вы чиркаете спичкой (в состав спичечной «головки» входит Бертолетова соль) о спичечный коробок (в его намазку входит фосфор).

Задание 16.5. Расставьте коэффициенты в последних двух уравнениях реакций методом электронного баланса. (В случае затруднений см. гл. 7.)

Бертолетова соль входит в состав пиротехнических составов, например бенгальских огней.

16.2. Соляная кислота

Водородное соединение хлора — *хлороводород* — газ с резким запахом, хорошо растворимый в воде. *Газ* «хлороводород» не проявляет свойств кислоты, например не реагирует с металлами и *твёрдыми* щелочами. Раствор хлороводорода в воде называется «соляная кислота» и проявляет все свойства сильной кислоты.

Задание 16.6. Составьте уравнения реакций, которые характерны для сильной кислоты.

Поэтому соляная кислота реагирует с металлами, основными оксидами, основаниями, солями слабых кислот, образуя соли *хлориды*:

$$HCl + Al \rightarrow AlCl_3 + H_2$$

$$HCl + MgO \rightarrow MgCl_2 + H_2O$$

$$HCl + Fe(OH)_3 \rightarrow \ldots$$

$$HCl + CaCO_3 \rightarrow \ldots$$

Задание 16.7. Закончить эти уравнения реакций.

В реакции с металлами **HCl** проявляет свойства *окислителя*, поскольку в процессе окисления участвует атом водорода в высшей степени окисления:

$$\overset{+1}{H} + 1\bar{e} \rightarrow \overset{0}{H}$$

Вопрос. Какие свойства будет проявлять атом хлора, входящий в состав соляной кислоты в окислительно-восстановительных реакциях?

Соляная кислота **HCl** проявляет свойства *восстановителя*, если в реакции участвует атом хлора, так как этот атом находится в *низшей* степени окисления. Это свойство используется для получения хлора в лаборатории:

$$HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

Сам хлороводород получается в больших количествах из газообразных простых веществ:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$$

или в лабораторных условиях — действием *концентрированной* серной кислоты на *сухую* поваренную соль **NaCl**:

$$\underset{\text{твёрд.}}{NaCl} + \underset{\text{конц.}}{H_2SO_4} \xrightarrow{t^o} HCl + NaHSO_4$$

В данном случае при минимальном содержании влаги в смеси хлороводород выделяется в виде газа, и поэтому эта реакция возможна.

Задание 16.8. Составьте ионно-молекулярное уравнение аналогичной реакции, происходящей *в растворе*, и установите, возможна ли она.

В растворе реакция невозможна, поскольку все вещества — сильные и растворимые электролиты.

Качественной реакцией на хлорид-анион является взаимодействие растворов хлоридов, соляной кислоты с нитратом серебра:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

Выпадает белый творожистый осадок AgCl.

Задание 16.9. Составьте краткое ионно-молекулярное уравнение этой реакции и убедитесь, что в ней участвуют ионы хлора.

Соляная кислота применяется для получения различных солей, для удаления накипи, оксидов и других отложений на различных поверхностях. Хлор и хлороводород широко применяются при синтезе органических соединений (см. следующий раздел).

ВЫВОДЫ по главе 16

Галогены — сильные окислители, которые окисляют даже воду! Так, в струе фтора она горит синим пламенем. Все галогены реагируют не только с водой, но и с большинством металлов и неметаллов, кроме кислорода. Этот факт ещё раз подтверждает истину: похожие по свойствам вещества не реагируют: галоген (окислитель) + кислород (окислитель) → **реакция не идёт**. А с восстановителями реагируют очень интенсивно. Такими восстановителями являются органические вещества, свойства которых будут рассмотрены в следующем разделе.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 16

1. Какие элементы относятся к галогенам? Почему они так называются?

2. Как изменяется активность галогенов в группе? Почему? Как практически сравнить активность галогенов?

3. С какими веществами может реагировать хлор:

$$H_2, O_2, Fe, H_2O, NaOH, H_2SO_4?$$

Составьте уравнения реакций.

4. Составить уравнения тех реакций, которые осуществимы в растворе:

а) хлорид калия + иод →

б) хлорид натрия + серная кислота →

в) карбонат натрия + соляная кислота →

г) иодид калия + бром →

д) нитрат серебра + хлорид кальция →

е) нитрат бария + хлорид магния →

Ответ подтвердить ионно-молекулярными уравнениями реакций.

5. Укажите два способа, при помощи которых можно различить растворы хлорида калия, сульфата аммония и карбоната натрия.

6. Сколько граммов бертолетовой соли следует взять для получения 8 л кислорода?

Задания ЕГЭ

7. Верны ли следующие утверждения о галогенах:

А. Хлор в соединениях проявляет как положительную так и отрицательную степени окисления.

Б. При н. у. фтор и хлор — это жидкости.

8. Какой элемент не образует соединений в высшей степени окисления равной номеру группы

1) хлор; 2) иод; 3) фтор; 4) сера.

9. Различить растворы нитрата и хлорида натрия можно при помощи

1) нитрата серебра; 2) бромида серебра;

3) нитрата бария; 4) нитрата меди.

10. С наибольшей скоростью водород реагирует:

1) с хлором; 2) с иодом; 3) с фтором; 4) с бромом.

11. 10 г карбоната кальция растворили при нагревании в 150 мл 9%-ной хлороводородной кислоты ($\rho = 1,04$ г/мл). Какова $\omega(HCl)$ в полученном растворе?

Раздел 3. ЭЛЕМЕНТЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Известно, что все сложные вещества условно можно разделить на органические и неорганические.

В состав неорганических веществ может входить любой элемент периодической системы. Основными классами неорганических веществ являются оксиды, кислоты, основания и соли. Свойства этих веществ были рассмотрены в первых двух разделах.

В состав органических веществ обязательно входит атом углерода, который в подавляющем числе органических соединений образует цепи. Эти цепи имеют разную длину и разное строение, поэтому органических соединений теоретически может быть бесчисленное множество.

Основу любого органического соединения составляет углеводородная цепь, которая может соединяться с функциональными группами.

Свойства органического соединения описывают по схеме:

- определение;
- гомологический ряд;
- изомерия;
- номенклатура (названия);
- строение молекулы (углеводородной цепи и функциональных групп);
- свойства, связанные со строением
  - – функциональной группы;
  - – углеводородного радикала;
- особые свойства;
- получение и применение.

Прочитав очередную главу, попробуйте описать изучаемые соединения на любом примере, используя эту схему. И всё получится!

Глава 17. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

17.1. Предмет органической химии. Теория строения органических веществ

Органические вещества известны людям с давних пор. Ещё в древности люди использовали сахар, животные и растительные жиры, красящие и душистые вещества. Все эти вещества выделялись из живых *организмов*. Поэтому такие соединения стали называться *органическими*, а раздел химии, который изучал вещества, образующиеся в результате жизнедеятельности живых организмов, получил название *«органическая химия»*. Это определение было дано шведским учёным Берцелиусом* в 1827 году.

Уже первые исследователи органических веществ отмечали особенности этих соединений. *Во-первых*, все они при сжигании образуют углекислый газ и воду, значит, все они содержат атомы углерода и водорода. *Во-вторых*, эти соединения имели более сложное строение, чем минеральные (неорганические) вещества. *В-третьих*, возникали серьёзные затруднения, связанные со способами получения и очистки этих соединений. Полагали даже, что органические соединения невозможно получить без участия «жизненной силы», которая присуща только живым организмам, то есть органические соединения нельзя, казалось, получить искусственно.

И, наконец, были обнаружены соединения одинакового молекулярного состава, но различные по свойствам. Такое явление не было характерно для неорганических веществ. Если для неорганического вещества известен состав, то известны и его свойства.

Вопрос. Какими свойствами обладают H_2SO_4; $Ca(OH)_2$?

---

* **Берцелиус** Йенс Якоб (20.08.1779–7.08.1848) — шведский химик. Проверил и доказал ряд основных законов химии, определил атомные массы 45 химических элементов, ввёл современное обозначение химических элементов (1814) и первые химические формулы, разработал понятия «изомерия», «катализ» и «аллотропия».

А химики-органики обнаружили, что вещество состава C_2H_6O у одних исследователей является достаточно инертным газом, а у других — жидкостью, активно вступающей в разнообразные реакции. Как это объяснить?

К середине 19-го века было создано немало теорий, авторы которых пытались объяснить эти и другие особенности органических соединений. Одной из таких теорий стала *теория химического строения Бутлерова**. Некоторые её положения были изложены А. М. Бутлеровым в 1861 году на конференции в г. Шпейере, другие были сформулированы позже в научных работах А. М. Бутлерова. В целом, *основные положения* этой *теории* в современном изложении можно сформулировать так.

1. Атомы в молекулах располагаются в строгом порядке, согласно их валентности.

2. Атом углерода в органических молекулах всегда имеет валентность равную **четырём**.

3. Порядок соединений атомов в молекуле и характер химических связей между атомами называется *химическим строением*.

4. *Свойства* органических соединений *зависят* не только от того, какие атомы и в каких количествах входят в состав молекулы, но и *от химического строения*:

- вещества *разного* строения имеют *разные* свойства;
- вещества *похожего* строения имеют *похожие* свойства.

5. Изучая свойства органических соединений, можно сделать вывод о строении данного вещества и описать это строение одной-единственной химической формулой.

6. Атомы в молекуле влияют друг на друга, и это влияние сказывается на свойствах вещества.

При изучении органической химии нужно чаще вспоминать эти положения и, прежде чем описывать свойства какого-либо вещества, следует указать его *строение* при помощи химической формулы, в которой будет показан порядок соединения атомов в молекуле — *графическая формула*.

---

* **Бутлеров** Александр Михайлович (15.09.1928–17.08.1886) — русский химик. Создал теорию химического строения органических веществ, лежащей в основе современной химии. Предсказал изомерию многих органических соединений, заложил основы учения о таутомерии.

17.2. Особенности строения органических соединений

Органическая химия изучает строение молекул и свойства соединений углерода, кроме самых простых (угольная и синильная кислоты и их соли).

В состав неорганических соединений могут входить любые из 114 известных в настоящее время химических элементов. Сейчас известно более 0,5 млн *неорганических* веществ.

В состав органических молекул обычно входят атомы 6 химических элементов: **C, H, O, N, P, S**. И тем не менее в настоящее время известно более **20 миллионов** *органических* соединений.

Почему органических веществ так много?

Поскольку в состав любого органического соединения входит атом углерода, попробуем найти ответ на этот вопрос, рассмотрев особенности строения атома углерода.

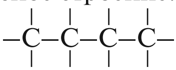
Углерод — химический элемент 2-го периода, IV группы Периодической системы химических элементов Менделеева, следовательно, строение его атома можно изобразить так:

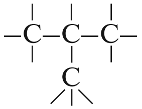
$$^{12}_{6}\mathrm{C}\ (6p + 6n)6\bar{e}:\ )\,2\ )\,4 \quad \text{или} \quad \mathrm{C}\ldots 2s^2\ 2p^2$$

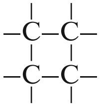
Таким образом, на внешнем уровне атома углерода находится **четыре** электрона. Являясь неметаллом, атом углерода может и отдавать четыре электрона, и принимать до завершения внешнего уровня также **четыре** электрона. Поэтому:

- атом углерода в органических соединениях всегда **четырёхвалентен**;
- атомы углерода способны соединяться друг с другом, образуя **цепи** различной длины и строения;
- атомы углерода соединяются друг с другом и с другими атомами при помощи ковалентной связи, которую в формуле обозначают чёрточкой; так как валентность атома углерода равна четырём, — общее число чёрточек (химических связей) у одного атома углерода тоже равно четырём.

В состав углеродных цепочек может входить разное число атомов углерода: от одного до нескольких тысяч. Кроме того, цепочки могут иметь разное строение:

линейное — 

разветвлённое — 

циклическое — 

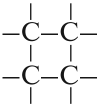
Между атомами углерода могут возникать химические связи разного типа:

простые C–C
двойные C=C
тройные C≡C

(двойные и тройные — *кратные* связи)

Поэтому всего лишь четыре (!) атома углерода могут образовать более 10 соединений разного строения, даже если в состав таких соединений будут входить только атомы углерода и водорода. Эти соединения будут иметь, например, следующие «углеродные скелеты»:

–C=C–C–C–   –C≡C–C–C–   –C–C=C–C–



и другие.

Задание 17.1. Попробуйте составить сами 2–3 цепочки атомов углерода иного строения из четырёх атомов углерода.

ВЫВОДЫ по главе 17.2

Способность атомов углерода образовывать УГЛЕРОДНЫЕ ЦЕПИ разного состава и строения — главная причина многообразия органических соединений.

17.3. Классификация органических соединений

Поскольку органических соединений очень много, их классифицируют по разным признакам:

- *по строению углеродной цепи* — линейные, разветвлённые, циклические соединения;

- *по типу химической связи* — предельные, непредельные и ароматические соединения;
- *по составу* — углеводороды, кислородсодержащие соединения, азотсодержащие соединения и другие.

В данном пособии будут рассмотрены свойства соединений различных классов, поэтому определения и примеры будут даны позднее.

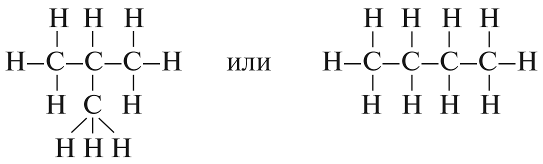
17.4. Формулы органических соединений

Формулы органических соединений можно изображать поразному. Состав молекулы отражает *молекулярная (эмпирическая) формула*:

$$C_4H_{10}$$

Но эта формула не показывает расположения атомов в молекуле, т. е. строения молекулы вещества. А в органической химии это понятие — химическое строение молекулы вещества — самое главное! Последовательность соединения атомов в молекуле показывает *графическая (структурная) формула*. Например, для вещества строения C_4H_{10} можно написать *две* такие формулы:

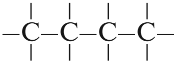
Можно показать **все** химические связи:



Такие развёрнутые графические формулы наглядно показывают, что атом углерода в органических молекулах четырёхвалентен. При составлении графических формул нужно сначала изобразить углеродную цепь, например:

$$C–C–C–C$$

Затем чёрточками обозначить валентность каждого атома углерода:



У каждого атома углерода должно быть четыре чёрточки!

Затем заполнить «свободные» валентности атомами водорода (или другими одновалентными атомами или группами).

Теперь можно переписать эту формулу в сокращённом виде:

$$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$$

Если вы хотите сразу написать такую формулу для бутана — ничего сложного нет, нужно только считать до четырёх. Изобразив углеродный «скелет», нужно задать себе вопрос: сколько валентностей (чёрточек) имеет данный конкретный атом углерода?

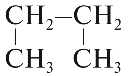
$$C–\mathbf{C}–C–C$$

Две. Значит, нужно добавить 2 атома водорода:

$$C–\mathbf{CH_2}–C–C$$

Следует помнить, что графические формулы можно записывать по-разному. Например, графическую формулу бутана можно записать так:

$$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$$

или так:  и так далее.

Поскольку последовательность расположения атомов не нарушилась, то это формулы *одного и того же соединения*(!) Проверить себя можно, составив названия этих соединений (см гл. 17.7). ***Если названия веществ совпадают, то это — формулы одного и того же вещества.***

17.5. Изомерия

К середине 19-го века, когда было получено и изучено достаточно много органических соединений, химики-органики обнаружили непонятное явление: соединения, имеющие одинаковый состав, имели разные свойства! *Например*, *газ*, который с трудом вступает в реакции и не реагирует с Na, имеет состав C_2H_6O. Но существует *жидкость*, имеющая тот же со-

став и очень активная в химическом отношении. В частности, эта жидкость состава C_2H_6O активно реагировала с Na, выделяя водород. *Совершенно разные по физическим и химическим свойствам вещества имеют одинаковую молекулярную формулу*! Почему? Ответ на этот вопрос можно получить при помощи теории строения органических соединений Бутлерова, одно из положений которой утверждает: **«Свойства органических соединений зависят от химического строения их молекул»**.

Так как химические свойства рассматриваемых соединений различны, значит, их молекулы имеют разное строение. Попробуем составить графические формулы этих соединений. Для вещества состава C_2H_6O можно предложить *только два* вида цепочек:

$$C–C–\mathbf{O}$$
$$C–\mathbf{O}–C$$

Заполнив эти «скелеты» атомами водорода, получаем:

$$H_3C–CH_2–O–H \qquad (I)$$
$$H_3C–O–CH_3 \qquad (II)$$

Вопрос. Какое из этих соединений способно реагировать с Na, выделяя водород?

Очевидно, к такому взаимодействию способно только вещество (I), содержащее связь «**O–H**», которой *нет* в молекуле (II). И газ H_2 выделяется потому, что разрушается связь «**O–H**». Если бы для образования водорода нужно было бы разрушить связь «**C–H**», то поскольку такие связи есть в обоих веществах, газ H_2 выделялся бы в обоих случаях. Таким образом, формула (I) отражает строение молекулы жидкости, а формула (II) — газа.

Существование соединений, которые имеют одинаковый состав, но разное химическое строение, называется *изомерией*.

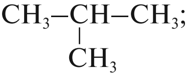
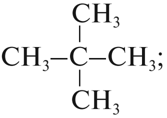
ИЗОМЕРЫ — это соединения, которые имеют одинаковый состав, но *разное* химическое строение, а значит, и *разные* свойства.

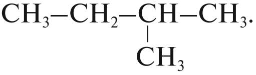
$$\underbrace{CH_3–O–CH_3 \quad \text{и} \quad CH_3–CH_2–OH}_{\text{изомеры}}$$

Поэтому молекулы органических соединений следует изображать при помощи графических (структурных) формул, так

как в этом случае будет видно *строение* изучаемого вещества, а значит, будет видно, как и за счёт чего происходит химическая реакция.

Упражнение 17.1. Среди следующих соединений найдите изомеры:

а) $CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$; б)  в) 

г) 

Решение.

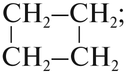
Поскольку изомеры имеют *одинаковый состав*, определим состав (молекулярные формулы) всех этих соединений, то есть пересчитаем число атомов углерода и водорода:

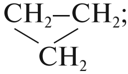
а) C_4H_{10}; б) C_4H_{10}; в) C_5H_{12}; г) C_5H_{12}.

Ответ. Соединения а) и б) изомерны друг другу, так как имеют одинаковый состав $\mathbf{C_4H_{10}}$, но различное химическое строение.

Соединения в) и г) изомерны друг другу, так как имеют одинаковый состав $\mathbf{C_5H_{12}}$, но различное химическое строение.

Задание 17.2. Среди следующих соединений найдите изомеры:

а) $CH_2=CH–CH_3$; б) $CH_2=CH–CH_2–CH_3$; в) 

г)  д) $CH_3–CH=CH–CH_3$.

17.6. Гомологи

Из того же положения теории строения органических соединений Бутлерова следует, что вещества, имеющие *похожее* (сходное) строение молекул, должны иметь и *похожие* (сходные) свойства. Органические соединения, которые имеют похожее строение, а, значит, и похожие свойства, образуют гомологические ряды.

Например, углеводороды, в составе молекул которых есть только *одна двойная связь*, образуют гомологический ряд *алкенов*:

$CH_2{=}CH_2$

$CH_2{=}CH{-}CH_3$

$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$ и так далее.

Углеводороды, в молекулах которых имеются *только простые связи*, образуют гомологический ряд *алканов*:

CH_4

$CH_3{-}CH_3$

$CH_3{-}CH_2{-}CH_3$

$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$ и так далее.

Члены любого гомологического ряда называются ГОМОЛОГАМИ.

Гомологи — это органические соединения, которые похожи по химическому строению и, значит, по свойствам. Гомологи отличаются друг от друга **по составу** на группу CH_2 или $(CH_2)_n$.

Убедимся в этом на примере гомологического ряда алкенов:

$$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_3 \qquad C_4H_8$$
$$-$$
$$CH_2{=}CH{-}CH_3 \qquad C_3H_6$$
$$\overline{\quad CH_2 \quad}$$

Задание 17.3. Сравните состав членов гомологического ряда алканов (гомологов алканов) и убедитесь, что по составу они отличаются на группу CH_2 или $(CH_2)_n$.

ВЫВОДЫ по главе 17.6

Гомологи похожи по строению, а значит, и по свойствам; гомологи отличаются по составу на группу CH_2.

Группа CH_2 называется *гомологической разностью*.

17.7. Названия углеводородов. Правила международной номенклатуры

Для того чтобы понимать друг друга, нужен язык. Люди говорят на разных языках и не всегда понимают друг друга.

Химики же, для того чтобы понимать друг друга, пользуются одним и тем же международным языком. Основу этого языка составляют названия соединений (номенклатура).

Правила номенклатуры (названий) органических соединений были приняты в 1965 году. Они называются правилами ИЮПАК (IUPAC)*.

За основу названий органических соединений принимаются названия гомологов-алканов:

CH_4 — **МЕТ**ан,
C_2H_6 — **ЭТ**ан,
C_3H_8 — **ПРОП**ан,
C_4H_{10} — **БУТ**ан**,
C_5H_{12} — **ПЕНТ**ан**,
C_6H_{14} — **ГЕКС**ан**,
C_7H_{16} — **ГЕПТ**ан**,
C_8H_{18} — **ОКТ**ан**.

В этих названиях **КОРНИ** слов (полужирный шрифт) — **мет**-, **эт**-, **проп**- и так далее — указывают на число атомов углерода в цепи:

МЕТ — 1 атом углерода,
ЭТ — 2 атома углерода,
ПРОП — 3 атома углерода и так далее.

Задание 17.4. Сколько атомов углерода содержит углеродная цепь соединений:

а) **мет**аналь;
б) **эт**иловый спирт;
в) **проп**анон;
г) **бут**ановая кислота?

Суффикс в названии указывает на характер (тип) связей. Так, суффикс -**ан**- показывает, что *все* связи между атомами углерода **простые.**

Задание 17.5. Вспомните, что такое гомологи, и установите, являются ли гомологами алк**ан**ов следующие вещества:

а) окт**ан**?
б) проп**ен**?
в) 2-метилпроп**ан**?

---

* IUPAC — International Union of Pure and Applied Chemistry — Международный союз чистой и прикладной химии.

** Для этих соединений имеется ввиду, что они имеют линейное строение.

В названиях могут быть и другие суффиксы:

-**ен**-, если в цепи имеется одна *двойная* связь;

-**ин**-, если в цепи имеется одна *тройная* связь.

Упражнение 17.2. Попробуйте составить графические формулы ЭТ**ан**а, ЭТ**ен**а и ЭТ**ин**а.

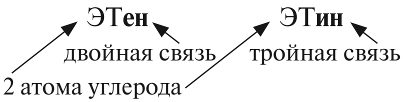
Решение.

Все эти вещества имеют корень -**ЭТ**-, то есть в состав этих веществ входит .**?**. атома углерода. В первом веществе имеется .**?**. связь, так как суффикс -**ан**-:

$$C–C, \quad \text{или} \quad CH_3–CH_3.$$

Рассуждая аналогично, Вы получите:

$$CH_2=CH_2 \qquad CH\equiv CH$$



Предположим, нужно изобразить графическую формулу *пропина*.

1. Корень -**проп**- указывает, что в цепи 3 атома углерода:

$$C–C–C$$

2. Суффикс -**ин**- указывает, что имеется одна тройная связь:

$$C–C\equiv C$$

3. Каждый атом углерода имеет валентность IV. Поэтому допишем недостающие атомы водорода:

$$\begin{array}{c} \quad H \\ \quad | \\ H–C–C\equiv C–H, \\ \quad | \\ \quad H \end{array} \quad \text{или} \quad CH_3–C\equiv CH.$$

Задание 17.6. Составить графическую формулу *пропена*.

Теперь, предположим, нужно составить графическую формулу *бутена*. Корень -**бут**- означает, что в цепи имеется 4 атома углерода, суффикс -**ен**- указывает, что имеется двойная связь. Но где расположена эта связь? Возможны варианты:

$$C–C–C=C \quad \text{или} \quad C–C=C–C$$

Значит, в этом случае необходимо обозначить *место* двойной связи. Для этого атомы углерода *нумеруют*. Нумерацию начинают с того конца углеродной цепи, к которому ближе кратная двойная связь:

$^4C–^3C–^2C=^1C$ $\quad$ $^1C–^2C=^3C–^4C$

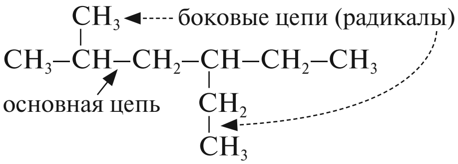
$CH_3–CH_2–CH=CH_2$ $\quad$ $CH_3–CH=CH–CH_3$

Бутен-1 $\quad$ Бутен-2

Хотя двойная связь в каждом случае соединяет два атома углерода, после суффикса **-ен-** записывают *меньший* номер.

Задание 17.7. Составьте графические формулы соединений: а) пентен-2; б) бутин-1.

Ранее было сказано, что углеродные цепи могут быть линейными и разветвлёнными. Мы научились составлять названия линейных углеводородов. Теперь рассмотрим правила составления названий *разветвлённых* углеводородов. Для этого вспомним, что разветвлённые углеводороды имеют ответвления (*боковые цепи*, *радикалы*) от основной цепи:



Ответвления от основной (главной) цепи называются радикалами.

Радикалы *по составу* отличаются от соответствующего углеводорода на один атом водорода:

$$CH_4 \rightarrow -CH_3$$

углеводород $\quad$ радикал

Названия радикалов предельных углеводородов имеют суффикс **-ил-**:

CH_4 — мет**ан** $\qquad$ $CH_3–$ — мет**ил**

C_2H_6 — эт**ан** $\qquad$ $C_2H_5–$ — эт**ил**

C_3H_8 — проп**ан** $\qquad$ $C_3H_7–$: $CH_3–CH_2–CH_2–$ — проп**ил**; $CH_3–\overset{|}{C}H–CH_3$ — изопроп**ил**

Правила составления названий углеводородов:

1) выбрать главную цепь: она должна быть *самой длинной* и самой разветвлённой (содержать максимальное число радикалов);

2) атомы углерода, которые не вошли в состав главной цепи, образуют боковые цепи (радикалы);

3) нумерацию атомов главной (основной) цепи начинают с того конца, от которого ближе кратная связь, а для предельных углеводородов — с того конца, к которому ближе радикал. В любом случае сумма номеров, которые появились в названии, должна быть наименьшей;

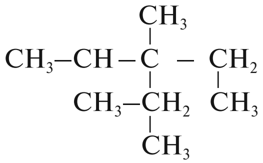
4) перед названием радикала ставят номер атома углерода (адрес), с которым он соединён;

5) если одинаковых радикалов несколько, то их число обозначают так:

- два радикала **ди**-,
- три радикала **три**-,
- четыре радикала **тетра**- и т. д.;

6) затем записывают названия соответствующих радикалов (начиная с самых простых) и в конце названия записывают название углеводорода — основной цепи, указывая тип связи и место положения этой связи.

Упражнение 17.3. Назвать углеводород:

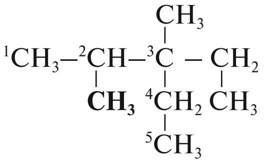


Решение.

1. Выберем самую длинную цепь; в данном случае она содержит **5** атомов углерода: *корень* — **пент**.

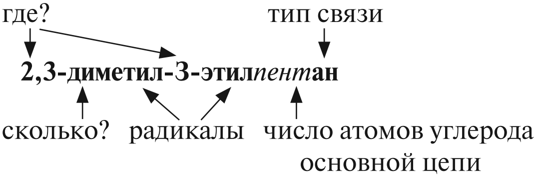
2. Все связи *простые*: *суффикс* -**ан**-. Получается: **пентан**.

3. Нумеруем главную цепь слева направо, так как к левому концу ближе радикал «метил-»:

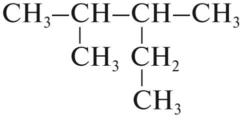


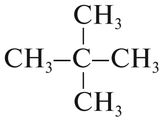
4. У *второго* атома углерода и у *третьего* атома углерода имеется по одному радикалу «метил-», то есть всего *два радикала «***метил**-»; обозначим их «**ди**»; получаем: 2,3-диметил...

5. У третьего атома углерода есть ещё один радикал «**этил**-», поэтому получаем:



Упражнение 17.4. Назвать:





Пример. Составить графическую формулу углеводорода: 3,3-диметилбутен-1.

Решение.

1. Определим *число атомов углерода* в основной цепи:

БУТ → четыре атома углерода.

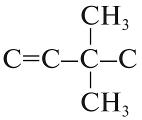
2. Определим тип химической связи в основной цепи:

ЕН-1 → *двойная* связь, которая находится после *первого* атома углерода.

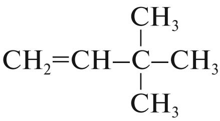
3. Составляем «углеродный скелет»:

$$^{1}C{=}^{2}C{-}^{3}C{-}^{4}C$$

4. *У атома углерода № 3* имеется *два* (**ДИ**) радикала «*метил*», т. е. каждый радикал имеет *один* атом углерода:



5. Допишем атомы водорода согласно валентности:



Задание 17.8. Составьте структурные (графические) формулы:

а) 3-метилбутин-1;
б) 2,2-диметилбутан;
в) 3-этилпентан.

Вопросы и упражнения к главе 17

1. Что изучает органическая химия?

2. Какие элементы чаще всего входят в состав органических соединений? Какие из них *обязательно* входят в состав органических соединений?

3. Какую валентность имеет атом углерода в органических соединениях? Почему?

4. Какое строение могут иметь углеродные цепи?

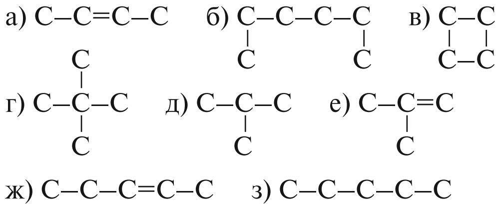
5. Какие связи могут возникать между атомами углерода?

6. Какие связи называются кратными?

7. Почему органических соединений так много?

8. Какие соединения называются изомерами?

9. Допишите атомы водорода и найдите среди следующих соединений изомеры:



10. Что такое гомологи? Как они отличаются

- по строению?
- по составу?

11. Напишите формулы и назовите известные вам гомологи-алканы. Что означает в этих названиях суффикс -ан-? На что указывает корень слова?

12. Напишите формулы соединений:

а) бутан;

б) бутен-1;

в) бутин-2;

г) 2-метилбутан;

д) 2,2-диметилбутан;

е) 3,3-диметилбутин-1.

13. Назвать соединения из упражнения 9. Указать, есть ли среди этих соединений:

- одинаковые вещества?
- гомологи?

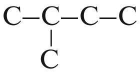
Назвать их.

Глава 18. | АЛКАНЫ

18.1. Понятие об алканах

Алканы — это углеводороды незамкнутого (нециклического) строения, в молекулах которых атомы углерода соединены только простыми связями.

Например:



Задание 18.1. Допишите атомы водорода и попробуйте ответить на вопрос: существует ли углеводород, имеющий *большее* число атомов водорода в молекуле?

Поэтому-то алканы обычно называют *предельными углеводородами*, то есть содержащими *максимально возможное* (*предельное*) число атомов водорода в молекуле.

18.2. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия

Алканы образуют гомологический ряд с общей формулой

$$C_nH_{2n+2},$$

где n — число атомов углерода в молекуле.

Если $n = 1 \rightarrow CH_4$, это *мет*ан;

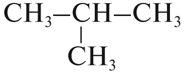
$n = 2 \rightarrow C_2H_6$, это *эт*ан;

$n = 3 \rightarrow C_3H_8$, или $CH_3–CH_2–CH_3$, это *проп*ан.

Начиная с $\boldsymbol{n = 4}$ для алканов возможна изомерия, то есть для вещества состава $\mathbf{C_4H_{10}}$ существуют два соединения различного строения, а значит, различные по свойствам:

$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$

н-бутан



2-метилпропан

Следующий гомолог с $\boldsymbol{n = 5}$ имеет уже три изомера, один из них *н*-пентан, то есть пентан нормального (неразветвлённого) строения.

Задание 18.2. Составьте графические формулы всех изомеров пентана (их три). Назовите эти изомеры.

18.3. Строение молекул

Атомы углерода и водорода в молекулах алканов соединены только простыми связями. Это ковалентные, слабо полярные связи.

Все C—H связи в молекуле метана равноценны и направлены в пространстве к вершинам тетраэдра. Это **σ-связи** (сигма-связи), очень прочные. Поэтому метан и другие алканы с трудом вступают в химические реакции (на разрыв σ-связей нужно затратить много энергии). Все химические реакции алканов идут в особых условиях (нагревание, присутствие катализатора, освещение и др.), то есть *при обычных условиях реакции алканов* невозможны.

18.4. Свойства алканов

18.4.1. Физические свойства

Поскольку все связи в молекулах алканов слабо полярны, то в молекулах отсутствуют какие-либо значительные заряды. Поэтому молекулы алканов слабо притягиваются друг к другу. В результате все алканы — это либо газы, либо летучие жидкости, либо твёрдые легкоплавкие вещества (табл. 8).

Смесь газообразных углеводородов образует *природный газ*. Начиная с $n = 16$, алканы являются твёрдыми веществами. Очищенные твёрдые предельные углеводороды называют *парафином*.

Неполярные углеводороды практически нерастворимы в полярном растворителе, например в воде, но прекрасно растворяются в неполярных растворителях. Таким растворителем является смесь жидких алканов (бензин, керосин). Природная смесь твёрдых, жидких и газообразных углеводородов называется *нефтью*. Нефть в основном состоит из алканов и циклоалканов. При переработке нефти получают: *попутный нефтяной газ*, *смесь жидких алканов* (бензин, керосин),

Таблица 8

Физические свойства алканов

Алкан		Температура кипения, °C	Температура плавления, °C	Агрегатное состояние
название	молекулярная формула			
Метан	CH_4	–161		газ
н-Бутан	C_4H_{10}	–0,5		газ
н-Пентан	C_5H_{12}	+36,1	–138,3	жидкость
н-Гептан	C_7H_{16}	+ 98,4	–90,6	жидкость
н-Эйкозан	$C_{20}H_{42}$	+ 342,7	+ 36,8	твёрдый

твёрдых алканов (асфальт, парафин) и другие нефтепродукты. Такой способ переработки нефти называется *нефтеперегонкой* и осуществляется при её нагревании в специальных ректификационных колоннах.

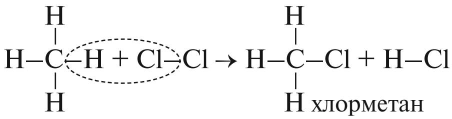
Задание 18.3. Бензин представляет собой смесь алканов с числом атомов углерода от 5 до 9. Составьте их молекулярные формулы.

18.4.2. Химические свойства

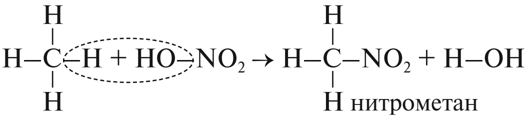
Алканы, в принципе, не способны к реакциям присоединения, так как имеют максимально возможное число атомов водорода. Поэтому их называют *насыщенными* углеводородами.

Для алканов наиболее характерна реакция *замещения*. В результате такой реакции происходит замещение одного атома водорода алкана на новую группу или на атом (на каждой стадии). Характер химической связи при этом не изменяется. К таким реакциям относятся:

- реакция *хлорирования*, которая происходит под действием солнечного света:



- реакция *нитрования*, которая происходит при нагревании:



Обратите внимание: молекулу азотной кислоты в органических реакциях рекомендуется записывать как **$HO{-}NO_2$**, так как в результате реакций с ней в молекуле исходного вещества появляется *нитрогруппа* **$-NO_2$**.

Для алканов возможны реакции окисления. В *растворе* они *не* происходят. Но в присутствии катализаторов алканы окисляются до кислот:

$$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3 \xrightarrow{[O]} \underset{\text{уксусная кислота}}{2CH_3COOH}$$

Обратите внимание! Знак [O] означает, что происходит *неполное* (мягкое) окисление. Окислителями могут быть разные вещества, не только кислород, например, перманганат калия $KMnO_4$.

При *полном* окислении (**горении**) *любой* алкан (и любой углеводород!) превращается в углекислый газ и воду:

$$C_3H_8 + O_2 \to CO_2 + H_2O$$

Газообразные алканы *горят бесцветным* пламенем, т. е. сгорают полностью! При этом выделяется много теплоты, поэтому алканы применяются в качестве *топлива*: природный газ, бензин, керосин, мазут и т. д.

Задание 18.4. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции горения.

При нагревании до очень высоких температур в отсутствии кислорода происходит разрушение (*крекинг*) молекулы углеводорода:

$$CH_4 \to C_2H_2 + H_2$$

$$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3 \to CH_3{-}CH_3 + CH_2{=}CH_2$$

При этом образуются и непредельные углеводороды.

Задание 18.5. Укажите формулы непредельных углеводородов.

Процессы крекинга используют при переработке нефти.

Задание 18.6. Напишите уравнения реакций:

а) хлорирования этана;

б) нитрования метана;
в) горения пентана.

18.5. Получение и применение алканов

Алканы широко распространены в природе. Простейший алкан — *метан* — образуется в результате разложения без доступа воздуха остатков растительных и животных организмов, этот газ выделяется на болотах, поэтому он так и называется: «болотный газ». Метан накапливается в шахтах, где добывают каменный уголь, из-за этого на шахтах иногда бывают взрывы, так как смесь метана с воздухом взрывоопасна. Это следует учитывать и в быту, так как природный газ является источником тепла в газовых плитах. Метан составляет 95–97 % природного газа.

Алканы — ценное сырьё для получения смазочных масел, пластмасс, красок, стиральных порошков и т. д. Смеси алканов — бензин, керосин — топливо для автомобилей, тракторов, ракет, самолётов. Поэтому их получают в больших количествах в основном при переработке нефти и газа.

В лаборатории в небольших количествах алканы можно получить нагреванием соли карбоновой кислоты со щёлочью:

$$\mathbf{R}COONa + NaO\mathbf{H} \rightarrow \mathbf{RH} + Na_2CO_3$$

Внимание! Здесь и далее буквой **R** обозначается любой углеводородный радикал.

Так, метан получают нагреванием ацетата натрия в присутствии щёлочи:

$$\mathbf{CH_3}COONa + NaO\mathbf{H} \rightarrow \mathbf{CH_4} + Na_2CO_3$$

Ацетат натрия

Метан можно получить гидролизом карбида алюминия (см. гл. 13.1):

$$Al_4C_3 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + CH_4$$

Кроме того, в лаборатории алканы получают *синтезом Вюрца* из галогенпроизводных под действием натрия:

$$R_1{-}Cl + 2Na + Cl{-}R \rightarrow R_1{-}R + NaCl$$

где R и R_1 — предельные радикалы.

ВЫВОДЫ по главе 18

Алканы — предельные, насыщенные углеводороды, в молекулах которых имеется максимально возможное (предельное) числа атомов углерода. Поэтому состав всех алканов C_nH_{2n+2} и они не способны вступать в реакции присоединения. Все связи в молекулах алканов — неполярные, простые, очень прочные, поэтому алканы с трудом вступают в химические реакции. Это реакции *замещения*, крекинга, *горения* и каталитического окисления.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 18

1. Какие соединения называются предельными углеводородами? Какой гомологический ряд предельных углеводородов вам уже известен?

2. Какая общая формула у гомологического ряда алканов? Составьте молекулярные формулы алканов, которые имеют $n = 5; 8; 21$. Укажите их агрегатное состояние.

3. Может ли существовать алкан состава $\mathbf{C_3H_{10}}$? $\mathbf{C_5H_{14}}$? $\mathbf{C_{12}H_{24}}$? Почему?

4. Какие из следующих углеводородов являются алканами:

$$C_2H_4,\quad C_3H_8,\quad C_6H_6,\quad C_6H_{12},\quad C_7H_{16}?$$

5. Составьте графические формулы всех изомеров (их пять) алканов с $n = 6$. Назовите их. Опишите свойства любого из них.

6. Какой объём кислорода потребуется для сгорания **8,8** г пропана?

7. Какой объём кислорода потребуется для сжигания смеси, состоящей из **8** г метана и **11,2** л этана?

8. Какой объём природного газа, который содержит **98%** метана, потребуется для получения **52** кг ацетилена?

9. Какой объём метана можно получить при нагревании **20** г смеси, содержащей **25%** ацетата натрия, остальное — щёлочь? — при затруднении см. 31.2.

10. Какой объём углекислого газа получится при сжигании смеси, состоящей из **15** г метана и **20** л кислорода? (При затруднении см. 31.3).

Задания ЕГЭ

11. Число возможных структурных изомеров гексана равно
1) 2; 2) 3; 3) 4; 4) 5.

12. Структурный изомер нормального октана называется:
1) 2,2,4-триметилпентан; 2) 3-этилпентан;
3) 2 метилоктан; 4) октен-1.

13. Основным природным источником бутана является:
1) попутный нефтяной газ; 2) нефть;
3) торф; 4) каменный уголь.

14. Сколько органических веществ образуется при нагревании бромметана и бромэтана с натрием?

15. Вычислить объём газа, который образуется при горении 60 л этана в 40 л кислорода.

16. Вычислить массу углекислого газа, который образуется при сжигании 10 л метана и 30 л кислорода.

Глава 19. | АЛКЕНЫ

19.1. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия

Алкены — это нециклические углеводороды, в молекулах которых есть одна двойная связь.

Алкены относятся к группе *непредельных* углеводородов. Непредельными углеводородами являются вещества, в состав молекул которых входит меньшее, чем у алканов, число атомов водорода. Поэтому они способны к реакциям присоединения, т. е. являются *ненасыщенными*.

Вопрос. Может ли существовать алкен, в состав которого входит один атом углерода?

Поскольку двойная связь связывает два атома углерода, минимальное число атомов углерода в молекуле алкена равно двум. Сравним состав алкана и алкена:

$$\underset{\text{Алкан}}{CH_3{-}CH_3} \quad -2H \rightarrow \underset{\text{Алкен}}{CH_2{=}CH_2}$$

Общая формула: $C_nH_{2n+2}\ -2H \rightarrow \mathbf{C_nH_{2n}}$

Таким образом, алкены образует гомологический ряд, общая формула которого

$$\boxed{\mathbf{C_nH_{2n}}}$$

Вопрос. Почему в названиях алкенов появился суффикс **ЕН**? (См. гл. 17.7.)

Упражнение 19.1. Составьте графические формулы алкенов для ***n* = 4**.

Решение. Состав этого углеводорода C_4H_8. Он содержит двойную связь. Для него возможны три углеродные цепочки:

а) C–C–C=C б) C–C=C–C в) C=C–C (с ответвлением C у второго атома углерода)

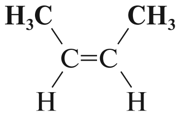
```
а) C–C–C=C     б) C–C=C–C     в) C=C–C
                                  |
                                  C
```

Допишите атомы водорода к этим цепочкам и убедитесь, что это — изомеры.

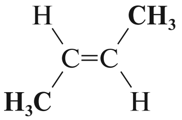
Вывод. Начиная с бутена (*n* = 4) у алкенов возможна структурная изомерия, которая связана

- со строением углеродной цепи: (а) и (в);
- с положением двойной связи: (а) и (б).

Кроме того, для некоторых алкенов возможна пространственная (*цис-транс-*) изомерия. Цис-транс-изомеры отличаются друг от друга расположением одинаковых атомов или групп атомов по отношению к двойной связи. Такие изомеры есть у алкенов, в молекулах которых около двойной связи имеются разные радикалы (атомы, группы). Например, у бутена-2 [это формула (б)] второй и третий атомы углерода связаны с двумя разными группами: $–CH_3$ и –H:



Цис-бутен-2:
группы CH_3 по одну сторону
от двойной связи

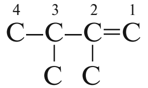


Транс-бутен-2:
группы CH_3 по разные стороны
от двойной связи

Задание 19.1. Назовите оставшиеся два изомера бутена (а) и (в).

Таким образом, в названиях алкенов присутствие двойной связи обозначают при помощи суффикса **ЕН**, а положение двойной связи показывают цифрой, которую записывают *после* суффикса. Эта цифра указывает на *меньший* номер атома углерода при двойной связи. Нумерация атомов углерода основной, главной цепи начинается с того конца, к которому ближе двойная связь.

Упражнение 19.2. Назвать углеводород:



Решение. Основная цепь содержит 4 атома углерода, причём двойная связь соединяет атомы углерода № 1 и № 2 (нумеруем справа налево, так как к правому концу ближе двойная связь). Получаем: бутен-1.

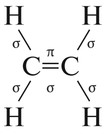
У второго и третьего атомов углерода имеются радикалы «метил», всего их два (обозначение — ДИ); получаем: 2,3-диметилбутен-1.

Задание 19.2. Составьте графические формулы изомеров алкена с *n* = 5; назовите полученные соединения.

Кроме рассмотренных выше названий по международной номенклатуре IUPAC, на практике применяются и так называемые тривиальные названия. Например, **этен** обычно называют этилен, пропен — *пропилен* и т. д. Поэтому алкены называются «этиленовые углеводороды», тем более что по свойствам похожи на этилен.

19.2. Строение молекул

Молекулы алкенов отличаются по строению от молекул алканов тем, что они содержат двойную связь. Рассмотрим строение этой связи. Эта связь ковалентная, но неоднородная. Одна из двух связей имеет ту же природу, что и связь в молекулах алканов, т. е. это прочная *σ-связь*. Другая связь двойной связи образуется иначе, она менее прочная и обозначается буквой π(пи). Это *π-связь*. Таким образом, в молекуле этена (этилена) имеется:



Всего: 4 σ(C–H)-связей
1σ(C–C)-связь
1π(C–C)-связь

Вопрос. Какая связь будет легче разрушаться в химических реакциях: σ- или π-связь?

В результате алкены (и *любые* другие углеводороды), имеющие π-связь, легко, иногда даже при обычных условиях, вступают в химические реакции, причём эти *реакции происходят за счёт разрыва π-связи*.

19.3. Свойства алкенов

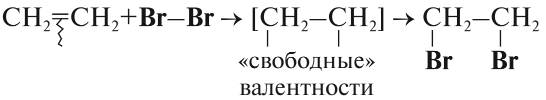
19.3.1. Физические свойства

По физическим свойствам алкены почти не отличаются от алканов: низшие алкены (этилен, пропилен и др.) — газы,

а с увеличением молекулярной массы увеличиваются и температуры кипения и температуры плавления. Это *неполярные* вещества, поэтому они практически нерастворимы в воде, но хорошо растворяются в бензине, маслах.

19.3.2. Химические свойства

Наиболее характерной реакцией для алкенов является реакция *присоединения*. В ходе этой реакции разрывается непрочная π-связь, в результате у обоих атомов углерода, которые соединялись этой связью, появляются «свободные» валентности, за счёт чего и происходит *присоединение*:



Эта реакция бромирования этилена (и других алкенов) происходит при нормальных условиях под действием раствора брома в воде (*бромной воды*). В результате цвет бромной воды изменяется: *был жёлтым, становится бесцветным*.

Поэтому реакция обесцвечивания бромной воды является качественной* *на двойную связь*.

Упражнение 19.3. В двух пробирках находятся бесцветные жидкости: *н*-пентан и пентен-1. Как при помощи химической реакции определить, где какая жидкость находится?

Решение.

В обе пробирки добавляем *жёлтую* бромную воду и сильно встряхиваем: в пробирке, где был пентен-1, смесь *обесцветится*, а в другой пробирке цвет бромной воды *не изменится*.

Задание 19.3. Составьте уравнения реакций этих процессов.

Аналогично происходят и другие реакции присоединения: с H_2 (**гидрирование**), с H_2O (**гидратация**), с HCl и т. д. При этом в результате реакции присоединения двойная связь всегда разрушается (*разрывается* π-связь). Изменяется характер химической связи: вместо двойной связи появляется простая связь. Образуется *одно* вещество:

---

* Качественной называется химическая реакция, при помощи которой можно обнаружить вещество в смеси или в растворе. В результате качественной реакции изменяется цвет, выделяется газ, осадок.

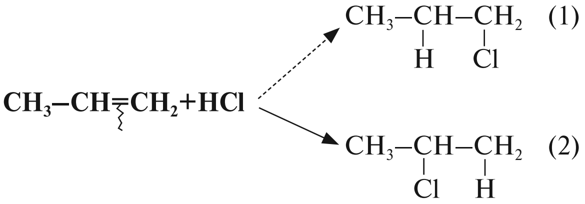
$$CH_2{=}CH_2 + \mathbf{H{-}OH} \rightarrow \underset{\mathbf{H}}{CH_2}{-}\underset{\mathbf{OH}}{CH_2}$$

Задание 19.4. Составьте уравнения реакций:

а) пропен + водород;

б) бутен-2 + вода.

Во всех случаях, которые рассматривались ранее, в результате реакции присоединения могло получиться только одно вещество (один изомер). Но так бывает не всегда. Попробуем составить уравнение реакции пропена с хлороводородом:

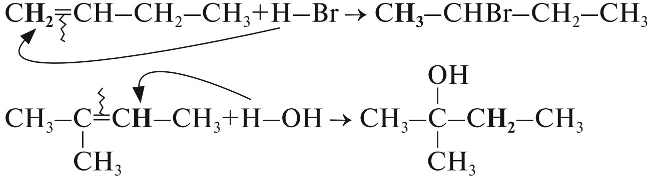


Какой изомер получится: (1)? или (2)? или оба? Эта задача решается при помощи *правила Марковникова* (1869 год)*.

Соединения типа Н-Х присоединяются по месту разрыва двойной связи так, что при этом *атом водорода* (вещества Н-Х) *присоединяется к атому углерода, у которого было* **больше** *атомов водорода* (наиболее гидрогенизированный атом углерода).

Вопрос. Какой изомер получился при гидрировании бутена-2: (1) или (2)?

При составлении уравнений таких реакций, конечно, нужно «считать» атомы водорода только у тех атомов углерода, которые связаны двойной связью:



* **Марковников** Владимир Васильевич (25.12.1837–11.02.1904) — русский химик-органик. Ввёл понятие о взаимном влиянии атомов как главном содержании теории химического строения.

Задание 19.5. Составьте уравнения реакций:

а) пропен + бром;

б) бутен-1 + хлороводород;

в) 2-метилпропен + вода.

В отличие от алканов, алкены вступают в реакции *окисления** и при обычных условиях. Так, если этилен пропустить через *розовый* раствор перманганата калия ($KMnO_4$), то раствор станет *бесцветным*:

$$CH_2{=}CH_2 \xrightarrow[KMnO_4]{[O],\ H{-}OH} \underset{\displaystyle OH}{CH_2}{-}\underset{\displaystyle OH}{CH_2}$$

Вопрос. Является ли эта реакция качественной на двойную связь?

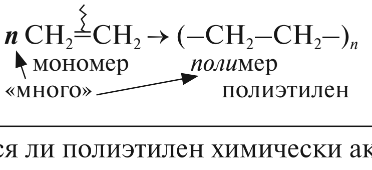
Таким образом, для обнаружения двойной связи в углеводороде, можно воспользоваться любой из **качественных реакций**:

- обесцвечивание бромной воды;
- обесцвечивание раствора перманганата калия.

Алкены горят, но, в отличие от газообразных алканов, пламя которых бесцветно, газообразные *алкены горят светящимся (ярким) пламенем.*

Задание 19.6. Составьте уравнение реакции горения этилена.

Алкены легко вступают в реакцию *полимеризации*. Это процесс, при котором из большого числа молекул (мономеров) образуется ОДНА большая молекула (полимер):



Вопрос. Является ли полиэтилен химически активным веществом? Почему?

Полиэтилен, в отличие от этилена, уже не содержит двойной связи, поэтому он химически инертен, т. е. практически

---

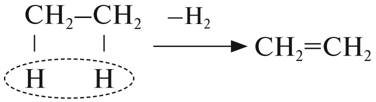
* Реакции мягкого окисления, в которых не разрушается углеродная цепь атомов, обозначается [O], а формула вещества-окислителя записывается под стрелочкой.

не вступает в химические реакции. Поэтому из него делают плёнки, различные изделия, которые широко применяются в быту (полиэтиленовые пакеты*) и в химической промышленности (трубы, ёмкости и др.).

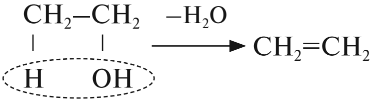
19.4. Получение и применение алкенов

Главный промышленный источник алкенов — природный газ, нефть и продукты их переработки (например, продукты крекинга).

Основным способом получения алкенов является *реакция отщепления*. В этом случае от двух соседних атомов углерода отщепляется по одному атому или группе:



В лаборатории алкены можно получить реакцией *дегидратации* (*отщепления воды*) спиртов. Эта реакция происходит при нагревании в присутствии концентрированной серной кислоты:



этиловый спирт

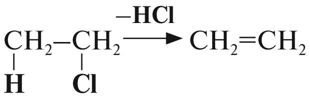
Упражнение 19.4. Какую молекулу нужно отщепить от хлорэтана, чтобы получить алкен?

Решение.

Сравним состав хлорэтана и этилена:

$CH_3–CH_2Cl$ $\qquad\qquad$ $CH_2=CH_2$

C_2H_5Cl $\quad$ — $\quad$ C_2H_4 → **HCl**, значит нужно отщепить **HCl**:



---

* Полиэтиленовые пакеты часто **неправильно** называют «целлофановыми», хотя целлофан — совсем другой материал (см. главу 26).

Эта реакция происходит под действием спиртового раствора щёлочи. Уравнение этого процесса записывается так:

$$C_2H_5Cl + \mathbf{NaOH}_{(\text{спирт})} \rightarrow C_2H_4 + HCl$$

Вопрос. Какую молекулу нужно отщепить от 1,2-дихлорэтана для получения этилена?

Алкены легко вступают в химические реакции, поэтому они применяются для получения различных веществ: спиртов, растворителей, полимеров. Например, из этилена получают этиловый спирт, растворители (хлорэтан и дихлорэтан), полиэтилен.

Задание 19.7. Составьте уравнения реакций получения перечисленных веществ.

Плёнки полиэтилена находят большое применение не только для хранения пищевых продуктов: ими устилают дно каналов, чтобы уменьшить потери влаги; полиэтиленовую пленку используют для устройства парников; ею оборачивают трубы, чтобы уменьшить потери от коррозии и т. д.

19.5. Понятие об алкадиенах (диены)

Алкадиены — это углеводороды, в молекулах которых есть **две** *двойные* связи.

Алкадиены относят к группе *непредельных ненасыщенных* углеводородов.

Для того чтобы вывести общую формулу гомологического ряда алкадиенов, сравним *состав* алканов и алкадиенов:

$$CH_3–CH_2–CH_3 \xrightarrow{-4H} CH_2=C=CH_2$$

$$C_nH_{2n+2} \xrightarrow{-4H} C_nH_{2n+2-4}$$

Таким образом, алкадиены образуют гомологический ряд, общая формула которого

$$\boxed{\mathbf{C_nH_{2n-2}}}.$$

Первый член гомологического ряда алкадиенов $\mathbf{C_3H_4}$ называется *пропадиен*. Таким образом, названия составляют,

используя те же принципы номенклатуры IUPAC, с использованием суффикса **ди**ен.

Вопрос. На что указывает этот суффикс?

Некоторые диены (так кратко обозначают представителей этого гомологического ряда) имеют тривиальные названия. Например, бутадиен-1,3 известен под названием ди*винил,* поскольку каждая его половинка является непредельным радикалом, который называется «винил»:

$$\underset{\text{винил}}{CH_2{=}CH}\,\wr\,\underset{\text{винил}}{CH{=}CH_2}$$

дивинил

Его гомолог — 2-метилбутадиен-1,3 называется *изопрен.*

Задание 19.8. Составьте графическую формулу этого соединения.

Начиная с $n = 4$, возникает изомерия, которая связана не только со строением углеродной цепи, но и положением кратных связей. По этому признаку различают:

- диены с *кумулированными* связями C–C–C=C=C;
- диены с *сопряжёнными* связями C–C=C–C=C;
- диены с *изолированными* связями C=C–C–C=C.

Наибольшее значение и применение имеют диены с сопряжёнными связями. Рассмотрим их свойства.

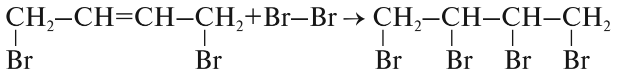
Для алкадиенов, как и для алкенов, характерны реакции *присоединения*, которые идут в *две стадии*. Но диены с *сопряжёнными* связями вначале присоединяют бром (или другое вещество) в положение 1,4:

$$\overset{1}{C}H_2{=}\overset{2}{C}H{-}\overset{3}{C}H{=}\overset{4}{C}H_2 + Br_2 \rightarrow \underset{Br}{\overset{1}{C}H_2}{-}\overset{2}{\underset{|}{C}}H{-}\overset{3}{\underset{|}{C}}H{-}\underset{Br}{\overset{4}{C}H_2}$$

Образовавшиеся «свободные валентности» замыкаются, образуя двойную связь.

Вопрос. Возможна ли для полученного соединения реакция присоединения?

Поскольку полученное вещество содержит двойную связь, возможна вторая стадия этого процесса:



Установлено, что на первой стадии присоединения образуется 2 изомера: 80 % указанного вещества (1,4-дибромбутен-2) и 20 % 3,4-дибромбутена-1*.

Задание 19.9. Составьте формулы обоих соединений.

Большое практическое значение имеет процесс *полимеризации* сопряжённых диенов. Вначале, как в случае бромирования, возникает двойная связь в положении 2,3:

$$nCH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 \rightarrow (-CH_2{-}CH{=}CH{-}CH_2-)_n$$

Поскольку в полученном полимере имеется двойная связь, такие полимеры имеют два изомера: цис- и транс- (см. главу 19.1). Цис-изомеры таких полимеров являются *эластичными* и называются *каучуки*.

Каучуки — это эластичные полимеры, из которых получают резину. Резина образуется из каучука в результате *вулканизации*. Дело в том, что чистый каучук имеет крайне низкие эксплуатационные качества. Он становится твёрдым и хрупким на морозе, липким на жаре, быстро окисляется, крайне непрочен.

Бутадиен получают *синтезом Лебедева***, который заключается в том, что этиловый спирт в присутствии определённых катализаторов подвергают одновременно дегидрированию и дегидратации:

$$2C_2H_5OH \rightarrow H_2O + H_2 + CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2$$

Для алкадиенов, так же как и для алкенов, характерна реакция *окисления*. Например, они обесцвечивают раствор перманганата калия. При этом образуются многоатомные спирты.

---

* Здесь нумерация цепи идёт по двойной связи, так как галогены не являются функциональной группой.

** **Лебедев Сергей Васильевич** (25.07.1874–02.05.1934) — советский химик. Впервые получил (1910) образец синтетического бутадиенового каучука, разработал (1930) методы получения резины и резинотехнических изделий из синтетического каучука. По способу Лебедева впервые получен (1932) промышленный синтетический каучук.

Производные изопрена широко распространены в природе. К ним относятся многие душистые вещества (мяты, лимона), витамины (каротин, витамин А), а также холестерин.

ВЫВОДЫ по главе 19

Алкены и алкадиены — это непредельные углеводороды, содержащие двойные связи. Для таких веществ характерны реакции

- присоединения;
- окисления;
- полимеризации.

Все они происходят за счёт разрыва π-связи, которая входит в состав двойной связи.

Алкадиены с сопряжёнными связями образуют полимеры с особыми свойствами — каучуки.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 19

1. Какие соединения называются непредельными углеводородами? Какие гомологические ряды непредельных углеводородов Вам уже известны? Каковы их общие формулы?

2. Что такое алкены? Укажите общую формулу гомологического ряда алкенов. Какие из следующих соединений могут быть алкенами:

$$C_6H_6,\ C_4H_8,\ C_3H_8,\ C_6H_{10},\ C_5H_{10}?$$

3. Какое агрегатное состояние имеют алкены, у которых число атомов углерода равно 4, 10, 20? Составьте их молекулярные формулы.

4. От чего зависит изомерия алкенов? Приведите примеры изомеров для вещества состава $\mathbf{C_5H_{10}}$. Назовите эти соединения.

5. Сформулируйте правило Марковникова. Напишите уравнения реакций:

а) бутен-1 + вода;

б) 2-метилбутен-2 + бромоводород.

6. В двух склянках находятся бесцветные газы — метан и этилен. При помощи каких реакций можно определить, где какой газ находится?

7. Какие типы химических реакций характерны для алкенов? За счёт какой связи они происходят? Составьте уравнения этих реакций для пропена.

8. Какая химическая реакция лежит в основе получения алкенов? Какие вещества нужно взять для получения пропена? Приведите 2—3 такие реакции, составьте их уравнения, укажите условия этих реакций.

9. Какой объём кислорода требуется для полного сгорания **5** л этилена C_2H_4?

10. Какой объём водорода может присоединиться к пропену массой **21** г?

11. Через бромную воду пропустили этилен, после чего масса жидкости увеличилась на 10 г. Какой объём этилена вступил в реакцию?

12. Через бромную воду пропустили смесь, которая состоит из **8 г** метана и **5,6** л этена. Сколько граммов брома вступит в реакцию?

13. Смешали **12** л бутена и **12** л кислорода. Смесь подожгли. Какой из этих газов и в каком объёме останется в смеси после реакции? Какой объём газа и *жидкой* воды образуется при этом?

14. Один литр алкена имеет массу 1,25 г. Определите молярную массу этого вещества. Составьте его графическую формулу.

15. Каково строение алкена, если он является *цис*-изомером, а **8,4** г его могут присоединить **2,24** л бромоводорода, причём атом брома будет связан с третичным атомом углерода.

16. При гидрировании **5,8** г смеси этана и этилена получили газ массой **6,0** г. Определить φ(этилена) в смеси.

Задания ЕГЭ

17. Число σ-связей в молекуле этилена равно:

1) 3; 2) 6; 3) 5; 4) 7.

18. Реакции, обусловленные наличием π-связи в молекуле алкенов, — это:

1) разложения; 2) присоединения; 3) замещения; 4) обмена.

19. Какой объём пропилена должен вступить в реакцию, чтобы образовалось 400 г пропана?

Глава 20. | АЛКИНЫ

20.1. Определение. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия

Алкины — это нециклические углеводороды, в молекулах которых есть одна *тройная* связь, а остальные связи простые.

Алкины относят к группе *непредельных ненасыщенных* углеводородов. Для того чтобы вывести общую формулу гомологического ряда алкинов, сравним *состав* алканов и алкинов:

$$\underset{\text{алкан}}{CH_3{-}CH_3} \qquad \underset{\text{алкин}}{H{-}C{\equiv}C{-}H}$$

$$C_2H_6 \xrightarrow{-4H} C_2H_2$$

$$C_nH_{2n+2} \xrightarrow{-4H} C_nH_{2n-2}$$

Таким образом, алкины образуют гомологический ряд, общая формула которого

$$\boxed{\mathbf{C_nH_{2n-2}}}$$

Вопрос. Какие ещё углеводороды имеют такую же общую формулу гомологического ряда?

Значит, алкины и алкадиены с одинаковым числом атомов углерода являются *изомерами*.

Первый член гомологического ряда $\mathbf{C_2H_2}$ называется *ацетилен*. Поэтому алкины относятся к *ацетиленовым* углеводородам.

Вопрос. Почему в названиях *ацетиленовых* углеводородов появился суффикс **ИН**? (См. гл. 17.7.)

Задание 20.1. Составьте молекулярную и графическую формулы алкина с n = 4.

Выполнив последнее задание, вы убедитесь, что для этого алкина можно составить две графические формулы:

$$CH_3{-}CH_2{-}C{\equiv}CH \qquad\qquad CH_3{-}C{\equiv}C{-}CH_3$$

бутин-1 бутин-2

Значит, изомерия алкинов связана с положением тройной связи в молекуле. Кроме того, изомерия связана со строением углеводородного радикала:

$$CH_3{-}\underset{\underset{\displaystyle CH_3}{|}}{CH}{-}C{\equiv}CH$$

$$CH_3{-}CH_2{-}C{\equiv}C{-}CH_3$$

Задание 20.2. Составьте молекулярные формулы этих соединений и убедитесь, что это изомеры. Назовите эти вещества.

Запомните:

- названия алкинов составляют, используя суффикс ИН;
- нумерацию основной цепи ведут с того конца, к которому ближе тройная связь.

20.2. Строение молекул

В состав молекулы любого алкина входит одна тройная связь, поэтому особенности свойств этих соединений будут связаны с особенностями тройной связи. Это сложная, неоднородная связь. Её составляют *одна* простая σ-связь и *две* π-связи.

Вопрос. Какая из этих связей легче разрушается в химических реакциях? Почему?

Значит, как и у алкенов, в химических реакциях будет прежде всего разрушаться менее прочная π-*связь*. Алкины тоже легко вступают в химические реакции, но, в отличие от алкенов, большинство реакций за счёт π-связи идут в *две стадии:* сначала разрывается одна π-связь, потом вторая π-связь. Характерной реакцией является *реакций присоединения*, хотя возможны и другие типы реакций.

20.3. Свойства алкинов

20.3.1. Физические свойства

По физическим свойствам алкины мало отличаются от алкенов и алканов. Так, простейший алкин *ацетилен* — газ без вкуса и запаха, плохо растворимый в воде. Среди гомологов ацетилена есть и жидкие, и твёрдые вещества: чем больше молекулярная масса, тем выше температуры кипения и плавления алкинов.

20.3.2. Химические свойства

Для алкинов, как и для алкенов, характерны *реакции присоединения*. Они идут в *две стадии*:

$$HC{\equiv}CH + H_2 \rightarrow H_2C{=}CH_2$$

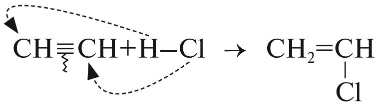
Вопрос. Возможна ли для полученного соединения реакция присоединения?

Поскольку полученный этилен содержит двойную связь, возможна вторая стадия этого процесса:

$$CH_2{=}CH_2 + H{-}H \rightarrow CH_3{-}CH_3$$

Вопрос. Возможна ли реакция присоединения для полученного вещества? Почему?

Таким образом, в результате реакции гидрирования из ацетилена можно получить и *этилен*, и *этан*. Всё зависит от условия процесса и от соотношения исходных веществ. Например, реакцию присоединения хлороводорода к ацетилену часто прерывают на первой стадии:



хлорэтен
(хлорвинил)

Дело в том, что хлорвинил применяется для получения *полимера полихлорвинила*.

Задание 20.3. Составьте уравнения реакции полимеризации хлорвинила.

Изделия из полихлорвинила **(–CHCl–CH$_2$–)$_n$** имеют разнообразное применение.

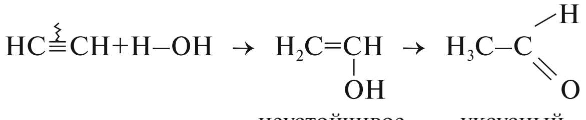
Так, полихлорвинил (ПХВ, или ПВХ) является основой для получения искусственной кожи, различной посуды одноразового пользования, полимерной тары, клеёнок, отделочных материалов и т. д. Многие пластмассовые изделия, которые мы используем каждый день, обивка салонов автомобилей, вагонов, самолётов, — сделаны из ПВХ. Он также используется для электроизоляции проводов.

Аналогично идут и другие реакции присоединения. Например, ацетилен, как и этилен, обесцвечивает бромную воду. Кроме того, он обесцвечивает и раствор перманганата калия, т. е. вступает в *реакции окисления*.

Задание 20.4. Составьте уравнения реакции ацетилена с бромом.

Таким образом, ацетилен тоже даёт *качественные реакции на π-связь*. Поэтому правильнее говорить, что реакции *обесцвечивания бромной воды и перманганата калия — это качественные реакции на кратную связь*. Другими словами, при помощи этих реакций можно обнаружить непредельные соединения, содержащие кратную связь, которая содержит π-связь.

Большое практическое значение имеет реакция присоединения воды к ацетилену — *гидратация* ацетилена. Поскольку эту реакцию открыл и изучил российский ученый М. Г. Кучеров*, она носит название «реакция Кучерова»:



неустойчивое соединение — уксусный альдегид

Уксусный альдегид нужен для получения уксусной кислоты.

Ацетилен горит.

* **Кучеров** Михаил Григорьевич (3.06.1850–26.06.1911) — русский химик-органик. Открыл (1881) реакцию каталитической гидратации ацетиленовых углеводородов с образованием карбонилсодержащих соединений.

Задание 20.5. Составьте уравнение реакции горения ацетилена.

Газообразные углеводороды можно различить по *характеру пламени*. Так, метан горит бесцветным пламенем, этилен — светящимся, а ацетилен — коптящим, т. е. углерод окисляется не полностью и частично выделяется в виде простого вещества (сажи). В токе кислорода ацетилен горит ослепительно-голубым пламенем с выделением большого количества теплоты (температура пламени превышает 3000 °C!). Поэтому эта реакция используется для газовой сварки и резки металлов.

При неполном окислении ацетилена (раствором перманганата калия) образуется смесь кислот.

Для ацетилена возможна реакция *полимеризации*, причём в эту реакцию может вступать небольшое число молекул. Так, при ***три****меризации* ацетилена (соединяются три молекулы) образуется циклическое соединение — бензол:

$$3C_2H_2 \rightarrow C_6H_6$$

Для алкинов характерна подвижность *атомов водорода у тройной связи*. За счёт этих атомов происходят реакции *замещения таких атомов водордда:*

$$H{-}C{\equiv}C{-}H + Ag_2O \rightarrow Ag{-}C{\equiv}C{-}Ag\downarrow + H_2O$$

Аналогичная реакция замещения происходит и с оксидом меди (I), и со щелочными металлами. В результате обеих реакций выделяется осадок, поэтому их считают *качественными реакциями* на алкины, в молекулах которых имеется атом водорода у тройной связи. Такая же реакция замещения происходит и со щелочными металлами.

20.4. Получение и применение ацетилена

Ацетилен в небольших количествах входит в состав природных газов. Его получают крекингом метана:

$$CH_4 \xrightarrow{t \approx 1500\ ^\circ C} C_2H_2 + H_2$$

В небольших количествах, например для сварки металлов и в лаборатории, его получают из карбида кальция:

$$\underset{\text{карбид кальция}}{CaC_2} + H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$$

Ацетилен, полученный карбидным способом, используется для сварки и резки металлов, поскольку температура пламени *автогена* (горение ацетилена в кислороде) достигает 3000 °С.

Ацетилен и его производные используются для получения пластмасс, каучуков, уксусной кислоты, растворителей.

ВЫВОДЫ по главе 20

Алкины — это непредельные углеводороды, содержащие тройную связь. Для таких веществ характерны реакции:

- *присоединения*;
- *окисления*;
- *полимеризации*. Все они происходят за счёт разрыва π-связи, которая входит в состав тройной связи;
- *замещения атома водорода* у тройной связи.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 20

1. Изобразите строение молекул этана, ацетилена и этилена. В чем сходство и различие их состава и строения? Какие из них являются непредельными углеводородами?

2. Можно ли тушить пламя газа, который горит над карбидом кальция, водой? Почему?

3. Составить формулы следующих соединений, укажите среди них *изомеры*; *гомологи*:

а) бутин-1;
б) гексадиен-1,4;
в) 4-метилпентадиен-1,3;
г) бутин-2;
д) 2-метилбутадиен-1,3;
е) 2,3-диметилбутен-2
ж) пентадиен-1,4.

У каких соединений возможна цис-транс-изомерия? Из каких соединений можно получить каучук?

4. Какой объём ацетилена можно получить переработкой **1** $м^3$ природного газа, который содержит **96%** метана? (1 $м^3$ = 1000 л.)

5. Сколько миллилитров бензола (пл.= 0,78 г/мл) можно получить из **56** л ацетилена?

6. Из **10** г загрязнённого карбида кальция получили **2,24** л ацетилена. Чему равна массовая доля карбида кальция в исходном образце?

7. Какой объём кислорода нужен для сжигания смеси, которая состоит из **4** г метана, **10** л этена и **1** моль этина?

Задания ЕГЭ

8. Каждый атом углерода в молекуле ацетилена образует

а) 4 σ-связи; б) 3 σ- и одну π-связь;
в) две σ- и две π-связи; г) одну σ- и три π-связи.

9. Ацетилен в промышленности получают:

а) перегонкой сырой нефти;
б) термическим крекингом метана;
в) выделением из природного газа;
г) дегидрированием этана.

10. Какой объём кислорода потребуется для полного сгорания 30 л ацетилена?

11. Чему равна масса 20%-ного раствора ацетальдегида, полученного при гидратации 89,6 л ацетилена?

Глава 21. ЦИКЛИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ. АРЕНЫ

21.1. Понятие о циклических углеводородах. Циклоалканы

Циклические углеводороды- это вещества, в молекулах которых имеется замкнутая цепь атомов углерода.

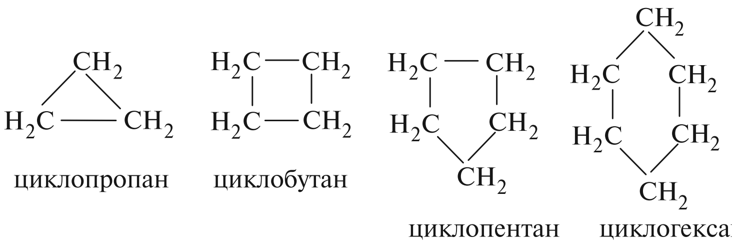
Циклоалканы (циклопарафины) — это углеводороды замкнутого (циклического) строения, в молекулах которых атомы углерода соединены только простыми связями.

Общая формула циклоалканов $\mathbf{C_nH_{2n}}$, поэтому эти углеводороды нельзя отнести к предельным углеводородам. Атомы углерода, образующие цикл, соединены между собой простыми σ-связями, как в алканах. В зависимости от величины цикла, т. е. числа сторон в этом углеродном многоугольнике, различают циклоалканы:

- трёхчленные (правильные треугольники);
- четырёхчленные (правильные четырёхугольники);
- пятичленные (правильные пятиугольники) и т. д.

По номенклатуре ИЮПАК названия циклопарафинов образуют, прибавляя приставку **цикло-** — к названию алкана.

Например:

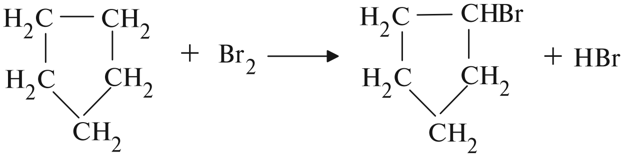


циклопропан циклобутан циклопентан циклогексан

Первые два представителя — циклопропан и циклобутан (при н. у.) — газы, следующие три — жидкости, высшие — твёрдые вещества.

Циклопентан, циклогексан и их гомологи — наиболее устойчивые циклоалканы, поэтому они с трудом вступают в реакции гидрирования, галогенирования и т. д. Если реак-

ция галогенирования происходит, то это реакция *замещения*, цикл при этом не разрушается:



циклопентан бромциклопентан

Трёхчленные и четырёхчленные циклы, имея менее устойчивый цикл, способны *присоединять* одну молекулу водорода, превращаясь в предельный углеводород:

$C_4H_8 + H_2 \rightarrow C_4H_{10}$, или

$$\begin{array}{l} H_2C\text{–}CH_2 + H_2 \rightarrow H_3C\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}CH_3 \\ \;\;\;\;| \;\;\;\;\;\;\; | \\ H_2C\text{–}CH_2 \end{array}$$

При этом происходит размыкание цикла. Галогенирование циклобутана идёт так же, как и его гидрирование:

$$\begin{array}{llll} H_2C\text{–}CH_2 + Cl_2 \rightarrow & H_2C\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}CH_2 \\ \;\;\;\;| \;\;\;\;\;\;\; | & \;\;\;\;| \qquad\qquad\qquad\;\; | \\ H_2C\text{–}CH_2 & \;\;\;Cl \qquad\qquad\quad\;\; Cl \end{array}$$

Обратите внимание. Атомы хлора становятся в 1,4-положение: по концам разорванной цепи. Это реакции *присоединения*. С бо́льшим трудом вступают в реакции *присоединения* и устойчивые *пяти*- и *шестичленные* циклоалканы.

Поэтому циклопарафины нельзя отнести к насыщенным углеводородам.

Циклопарафины входят в состав нефти, составляя до 25–75 % её. Поэтому их называют *нафтенами*.

21.2. Понятие об ароматических углеводородах

К ароматическим углеводородам относятся углеводороды, в молекулах которых содержится одно или несколько бензольных ядер (колец)*. Бензольное ядро — это остаток типичного представителя ароматических углеводородов — *бензола*.

* Существуют и другие ароматические углеводороды и органические соединения. В данном пособии они не рассматриваются.

21.3. История открытия бензола. Строение молекулы

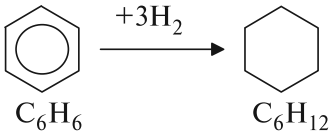
Бензол был открыт в начале прошлого века. Это было загадочное вещество. Многие учёные пытались разгадать его строение, объяснить его свойства, но не могли. Почему?

Дело в том, что было установлено: состав молекулы бензола выражается формулой

$$C_6H_6.$$

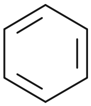
Задание 21.1. По составу молекулы определите, является ли это вещество предельным или непредельным углеводородом.

Если сравнить состав бензола с соответствующим алканом, легко видеть, что бензол — сильно ненасыщенное соединение. Для того чтобы превратиться в алкан, бензол должен присоединить 8 атомов (4 молекулы) водорода. Но оказалось, что бензол, присоединяя 3 молекулы водорода, превращается в вещество циклического строения:



Значит, и *бензол имеет циклическое* строение!

Теперь возникает вопрос: какие связи соединяют атомы углерода в молекуле бензола? В 1865 году немецкий химик Кекуле* предложил такую модель молекулы бензола:



(1)

Эта модель объясняла многие свойства бензола, но не объясняла особенности химических свойств этого соединения. Ведь если углеводород имеет три двойные связи, то он должен давать качественные реакции на двойную (кратную) связь.

* **Кекуле** Фридрих Август (07.09.1829–13.07.1896) — немецкий химик-органик. В 1858 г. выдвинул положение о том, что «конституция» вещества обусловлена «валентностью» элементов, предложил (1865) циклическую структурную формулу бензола, доказал равноценность всех связей внутри бензольного кольца.

Вопрос. Какие вы знаете качественные реакции на кратную связь?

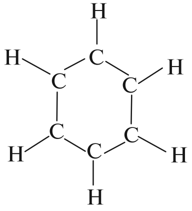
Но оказалось, что бензол эти качественные реакции не даёт, т. е.

- не обесцвечивает бромную воду (при нормальных условиях);
- не обесцвечивает раствор перманганата калия.

Значит, *двойных связей в молекуле бензола НЕТ*!

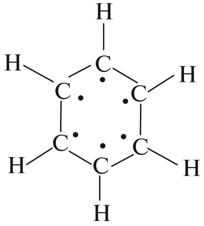
Дальнейшие исследования показали, что в молекуле бензола существует *особая, очень прочная ароматическая связь*. Рассмотрим её образование на примере бензола.

Как уже было сказано, бензол имеет циклическое строение, причём атомы углерода соединены в правильный шестиугольник при помощи простых σ-связей. Такие σ-связи соединяют атомы углерода и водорода:



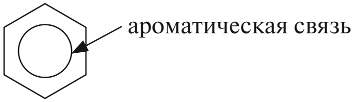
Вопрос. Сколько связей образовал каждый атом углерода? Сколько электронов участвует в образовании этих связей?

Поскольку каждый атом углерода имеет по четыре валентных электрона, а в образовании трёх простых σ-связей участвовало по три электрона каждого атома, — у каждого атома углерода осталось по одному «лишнему» электрону (•). Эти электроны объединяются и образуют *единую электронную систему — ароматическую связь*:



Задание. Соедините точки линией, не отрывая карандаш от бумаги. Что у Вас получилось? Окружность.

Ароматическая связь в молекулах обозначается кружочком:



(1а)

Формулы (1) и (1а) отражают строение одного и того же вещества бензола, состава C_6H_6. Записывая формулу бензола (1а), следует помнить, что:

- в вершинах этого правильного шестиугольника находится атом углерода;
- каждый атом углерода соединён с одним атомом водорода.

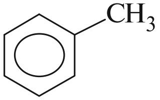
21.3. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия

Для того чтобы вывести общую формулу гомологического ряда бензола, сравним, как всегда, состав алкана и бензола, у которых число атомов углерода одинаково:

$$C_6H_{14} \xrightarrow{-8H} C_6H_6$$

$$\underset{\text{алкан}}{C_nH_{2n+2-8}} \rightarrow \underset{\text{арен}}{C_nH_{2n-6}}$$

Гомологи бензола (*арены*) должны отвечать формуле C_nH_{2n-6} и содержать одно бензольное кольцо (остаток бензола). Так как у бензола состав C_6H_6, то ближайший гомолог бензола имеет семь атомов углерода в молекуле:



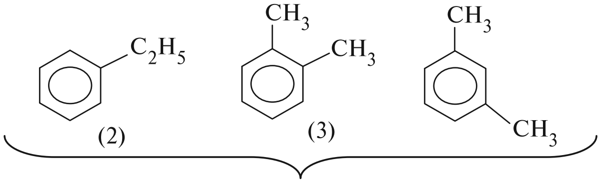
C_7H_8

метилбензол (**толуол**)

Вопрос. Существуют ли ароматические изомеры толуола, т. е. можно ли получить новое соединение, «перемещая» метильную группу (CH_3) по кольцу?

Поскольку все атомы углерода равноценны, — изомеров ароматического строения у толуола нет и обозначать цифрой положение метильной группы не имеет смысла.

Если n = 8, то составу $\mathbf{C_8H_{10}}$ отвечают несколько формул:



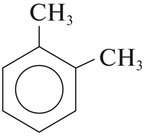
(2) (3)

C_8H_{10}

В местах соединения атомов углерода бензольного кольца и радикалов атомов водорода нет!

Вопрос. От чего будет зависеть изомерия таких ароматических соединений?

Очевидно, что для вещества (3) возможны ещё два изомера, которые отличаются взаимным расположением метильных групп. В этом случае положение метильной группы нужно показывать цифрой. Цифрой 1 нумеруют любую метильную группу и, двигаясь по кольцу в сторону *ближайшей* группы, расставляют остальные номера:



1,2-диметилбензол* (2-метилтолуол)

Задание 21.2. Составьте формулы остальных гомологов бензола с n = 8. Назовите полученные изомеры. Назовите также соединение (2).

21.4. Свойства бензола

21.4.1. Физические свойства

Бензол — это бесцветная жидкость с характерным запахом. Приятный запах некоторых ароматических соединений (аро-

---

* Ароматические изомеры диметилбензола называются *ксилол*.

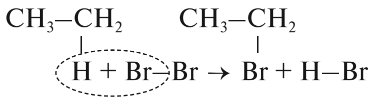
мат) дал название целому классу соединений. Бензол легче воды и не смешивается с нею. Являясь неполярным соединением, бензол хорошо растворяет неполярные соединения: жиры и масла.

21.4.2. Химические свойства

В молекуле бензола имеется очень прочная ароматическая связь. Поэтому в химических реакциях бензол стремится сохранить ароматическую связь. Для того чтобы понять, какие химические реакции более характерны для бензола, вспомним, как протекают реакции основных типов: замещения и присоединения.

Задание 21.3. Составьте уравнения реакций с бромом для этана и этилена. Укажите тип этих реакций.

Обратите внимание: реакции *замещения* происходят *без изменения* структуры молекулы (тип химической связи остался прежним):



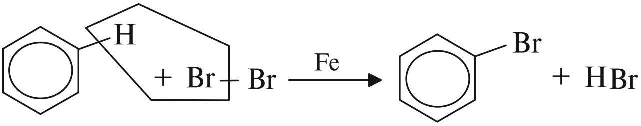
А в реакциях *присоединения* изменяется структура молекулы, изменяется тип химической связи:

Вопрос. Какой тип химической реакции предпочтительнее для бензола: замещения или присоединения? Почему?

Поскольку в реакциях замещения тип химической связи не изменяется, то бензол и другие ароматические углеводороды преимущественно вступают в *реакции замещения*, так как в этих реакциях ароматическая связь (она наиболее прочная) не разрушается. Следует помнить, что при обычных условиях бензол в химические реакции не вступает.

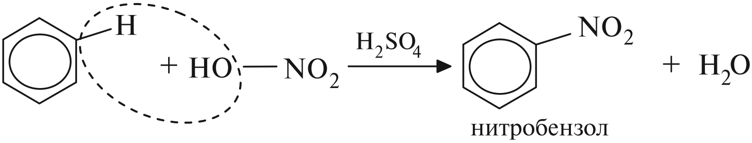
Вопрос. Почему?

Так, *реакция бромирования* бензола происходит в присутствии катализатора железа:



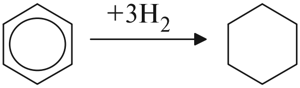
бромбензол

Реакция нитрования (с HNO_3) происходит при нагревании в присутствии концентрированной серной кислоты:



нитробензол

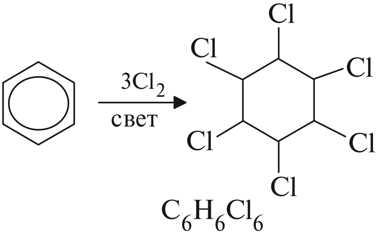
В особых условиях возможно *разрушение ароматической связи*, и тогда бензол вступает в реакции присоединения:



C_6H_6 C_6H_{12}

циклогексан

На ярком солнечном свету происходит взаимодействие бензола с хлором или бромом:



$C_6H_6Cl_6$

гексахлорциклогексан

Бензол при обычных условиях не окисляется, например не обесцвечивает раствор перманганата калия. Окисление идет в особых условиях и сопровождается разрушением бензольного кольца. Бензол легко воспламеняется и горит коптящим пламенем. Пары бензола взрывоопасны. Бензол ядовит!

Задание 21.4. Составьте уравнение реакции горения бензола.

21.5. Свойства гомологов бензола

Свойства толуола и других гомологов бензола очень похожи на свойства самого бензола, но всё же имеют определённые особенности.

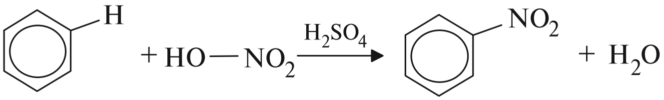
В теории Бутлерова сказано: *атомы в молекуле взаимно влияют друг на друга*. Поэтому появление в молекуле *любой* новой группы оказывает влияние на остальные атомы, т. е. изменяет свойства прежнего вещества.

Рассмотрим взаимное влияние атомов в молекуле на примере толуола.

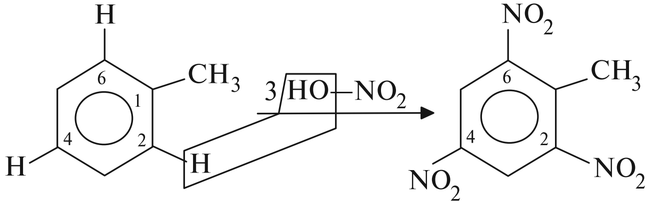
21.5.1. Влияние боковой цепи на бензольное кольцо

Сравним две реакции: нитрование бензола и толуола. Исходные вещества отличаются друг от друга на группу CH_3 (метил).

Отличается ли их поведение в этих реакциях? Да. Бензол вступает в реакцию медленнее, и в его молекуле может быть замещён любой атом водорода:



Толуол реагирует с азотной кислотой в 24 раза быстрее. В его молекуле могут быть замещены только те атомы водорода, которые связаны со *вторым*, *четвёртым* или *шестым* атомом углерода по отношению к CH_3 группе:

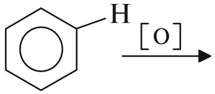


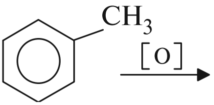
Вывод. Влияние CH_3-группы, а также любых других углеводородных радикалов, заключается в том, что они (эти группы) облегчают реакции замещения и направляют их в 2, 4, 6-положения по отношению к себе.

21.5.2. Влияние бензольного кольца на CH_3-группу боковой цепи

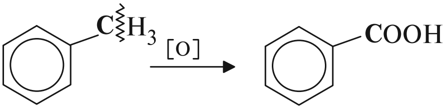
Сравним три реакции окисления (знак [O] означает мягкое окисление в водном растворе окислителя):

а) $H{-}CH_3 \xrightarrow{[O]}$

б) 

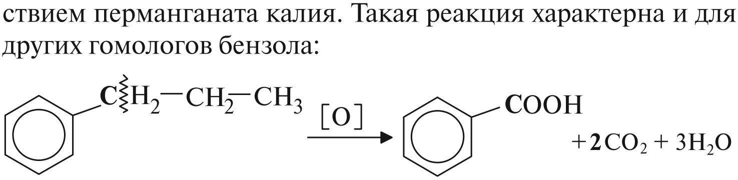
в) 

Первые две реакции при обычных условиях не происходят, т. е. бензол и метан не окисляются в растворах и не обесцвечивают розовый раствор перманганата калия ($KMnO_4$). Толуол вступает в такую реакцию:



бензойная кислота

Таким образом, ни CH_3-группа, ни бензол по отдельности не окисляются при нормальных условиях. Но влияние бензольного кольца на CH_3-группу приводит к тому, что связи в ней становятся более полярными и разрушаются под действием перманганата калия. Такая реакция характерна и для других гомологов бензола:



Под действием бензольного кольца становятся более полярными *ближайшие* к кольцу C—H связи. Поэтому при окислении раствором перманганата калия любого гомолога бензола на месте боковой цепи образуется карбоксильная группа COOH.

Задание 21.5. Составьте уравнения реакций:

- бензол + $Cl_2 \xrightarrow{\text{свет}}$
- бензол + $Cl_2 \xrightarrow{\text{Fe}}$

• толуол + $Cl_2 \xrightarrow{\text{свет}}$ • толуол + $Cl_2 \xrightarrow{\text{Fe}}$

• этилбензол + $KMnO_4 \rightarrow$

Укажите *тип* этих реакций.

21.6. Получение бензола и его гомологов

Бензол можно получить из ацетилена:

$$3\ C_2H_2 \rightarrow C_6H_6,$$

а также *дегидроциклизацией* алканов (дегидрирование — отщепление водорода, циклизация — образование замкнутого кольца из атомов углерода):

$$C_6H_{14} \rightarrow C_6H_6 + 4\ H_2$$

Бензол и другие ароматические углеводороды, как и алканы, можно получать из солей соответствующих кислот:

$$C_6H_5COONa + NaOH \rightarrow C_6H_6 + Na_2CO_3$$

Гомологи бензола можно получить, как и алканы, из галогенпроизводных углеводородов:

$$C_6H_5{-}Cl + 2Na + Cl{-}R \rightarrow C_6H_5{-}R + NaCl$$

ВЫВОДЫ по главе 21

Арены — это непредельные циклические углеводороды, содержащие прочную ароматическую связь. Для таких веществ характерны реакции *замещения атома водорода*. Возможны также реакции *присоединения*.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 21

1. Какие соединения называются углеводородами? Какие гомологические ряды углеводородов вам известны?

2. Что такое ароматические углеводороды?

3. Как образуется ароматическая связь? Какая у неё прочность?

4. Какой тип химических реакций характерен:

- для алканов? • для алкенов?
- для ароматических углеводородов?

Ответ подтвердите уравнениями реакций.

5. Как при помощи химических реакций различить жидкости: гексан, гексен и бензол? Составьте уравнения этих реакций.

6. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращение:

а) хлорэтан → этилен → ацетилен → альдегид;

б) метан → ацетилен → хлорвинил → полихлорвинил

бензол → хлорбензол → этилбензол → бензойная кислота.

Укажите *тип* каждой реакции и условия протекания реакций.

7. Сколько граммов 40 %-ной азотной кислоты нужно взять для получения **24,2 г** нитробензола?

Задания ЕГЭ

8. Установите соответствие между названием органического соединения и общей формулой гомологического ряда, к которому оно принадлежит.

Название соединения	Общая формула
А) дивинил;	1) C_nH_{2n};
Б) нонан;	2) C_nH_{2n-2};
В) циклобутан;	3) C_nH_{2n+2};
Г) толуол;	4) C_nH_{2n-4};
Е) бутилен;	5) C_nH_{2n-6}.
Ж) изопрен;	
З) ксилол.	

9. Число π-связей в молекуле бензола равно:

1) 6; 2) 2; 3) 3; 4) 0.

Бензол может вступать в реакции

1) замещения; 2) полимеризации; 3) горения; 4) присоединения; 5) изомеризации; 6) этерификации.

10. Бензол может реагировать с

1) Br_2; 2) $KMnO_4$; 3) HNO_3; 4) H_2O; 5) C_3H_8; 6) $CH_3–CH=CH_2$.

11. Реакция присоединения характерна для обоих веществ:

1) бензола и пропана; 2) этина и циклопропана; 3) бутена-1 и пропана; 4) метана и изопрена.

Глава 22. | СПИРТЫ

22.1. Определение

Спирты — это производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксогруппу **OH**.

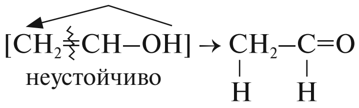
Если углеводородный радикал обозначить буквой **R**, то в общем виде формулу молекулы спирта можно изобразить так:

$$R{-}OH$$

У атома углерода, который соединен с гидроксогруппой, все связи должны быть *простыми*:

$$R{-}\overset{|}{\underset{|}{C}}{-}OH$$

Соединения, у которых гидроксогруппа находится рядом с двойной связью, неустойчивы:



По *строению углеводородного радикала* спирты делят на:

- предельные $CH_3{-}CH_2{-}OH$, в углеводородном радикале, *все* связи простые;
- непредельные $CH_2{=}CH{-}CH_2OH$, в углеводородном радикале, есть *кратная связь*;
- ароматические $-CH_2OH$, имеется бензольное кольцо, т. е. в углеводородном радикале есть ароматическая связь.

По *числу гидроксогрупп* спирты делят на:

- *одно*атомные $CH_3{-}OH$, в состав молекулы входит одна гидроксогруппа OH;
- *много*атомные $\underset{OH}{\underset{|}{CH_2}}{-}\underset{OH}{\underset{|}{CH_2}}$, в состав молекул входит две или более (*много*) гидроксогрупп.

Рассмотрим строение молекул и свойства предельных одноатомных спиртов.

22.2. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия

Для того чтобы вывести общую формулу гомологического ряда предельных одноатомных спиртов, сравним их состав и состав алканов:

$$C_2H_6 \rightarrow C_2H_5OH$$
$$C_nH_{2n+2} \rightarrow C_nH_{2n+1}OH$$

В названиях спиртов гидроксогруппа обозначается суффиксом **ОЛ**. Этот суффикс прибавляется к названию исходного углеводорода:

$$C_2H_6 \rightarrow C_2H_5OH$$
этан → этанОЛ

Кроме этих названий (по ИЮПАК) для простейших спиртов используют рациональные названия, которые происходят от названия радикала:

$CH_3{-}OH$ **метил**овый спирт
метил

$C_2H_5{-}OH$ **этил**овый спирт
этил

Начиная с n = 3, для спиртов возможна изомерия. Она связана с положением группы ОН в молекуле:

$$\underset{\displaystyle OH}{CH_3{-}CH_2{-}\overset{}{CH_2}}$$
(1)

$$CH_3{-}\underset{\displaystyle OH}{CH}{-}CH_3$$
(2)

Вопрос. Как обозначить положение группы **ОН** в молекуле?

Как всегда, положение группы **ОН** обозначают цифрой, которая соответствует номеру атома углерода, соединённому с группой **ОН**. Нумерацию основной цепи начинают с того конца, к которому ближе группа **ОН**:

Таким образом: название спирта (1) пропан**ол-**1; название спирта (2) пропан**ол**-2.

Поскольку спирты называют «по радикалам», эти спирты можно назвать и так: **пропил**овый спирт (1) и **изопропил**овый спирт (2).

Задание 22.1. Составьте молекулярные формулы этих спиртов и убедитесь, что это — изомеры.

Спирты изомерны *простым эфирам*, в молекулах которых атом кислорода соединяет два углеродных радикала (это изомерия между разными классами веществ):

$CH_3–CH_2–OH$ — спирт; $CH_3–O–CH_3$ — простой эфир (3)

Простые эфиры — это вещества, в молекулах которых два радикала соединены атомом кислорода. Поэтому их называют, исходя из названий радикалов. Например, простой эфир (3) — это диметиловый эфир.

Задание 22.2. Составьте графическую формулу изомера пропиловых спиртов, который является простым эфиром. Назовите его.

22.3. Строение молекул

Если при помощи графической формулы показать строение молекулы этилового спирта, то легко можно увидеть, что атомы водорода в ней неравноценны:

$$CH_3–CH_2–O–\mathbf{H}$$

Действительно, пять атомов водорода соединены с атомами углерода, а один — с атомом **кислорода**. Теория Бутлерова утверждает, что «атомы в молекуле взаимно влияют друг на друга». Поэтому можно ожидать, что этот атом водорода будет отличаться от остальных пяти. Это отличие заключается в том, что связь **О–Н** гораздо *более полярна*, чем связи С–Н. Дело в том, что атом кислорода имеет бóльшую электроотрицательность, чем атом углерода, т. е. способен сильнее смещать к себе общую пару электронов. В результате, на атомах кислорода и водорода связи **О–Н** появляются значительные заряды (+) и (–).

Вопрос. На каком атоме появляется (+), а на каком (–)?

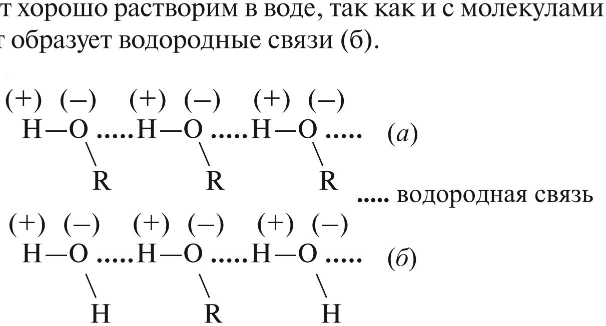
Величина этих зарядов меньше единицы, но они способны притягивать к себе молекулы других реагирующих веществ, т. е. активнее участвовать в химических реакциях будут наиболее полярные связи.

Вывод. Самыми полярными связями в молекуле спирта являются связи **О–Н** и **О–С**. За счёт их разрыва происходят химические реакции (спирт функционирует). Поэтому **ОН** — *функциональная группа спиртов*.

22.4. Свойства одноатомных спиртов

22.4.1. Физические свойства

Поскольку в молекуле спирта появились полярные связи, он, в отличие от углеводородов, будет иметь более высокие температуры кипения и плавления (если сравнивать соединения с одинаковым числом атомов углерода). Это связано с тем, что полярные молекулы сильнее притягиваются друг к другу, и для того чтобы оторвать их друг от друга (перевести жидкость в газ), нужно затратить много энергии — дополнительно нагреть. Кроме того, между молекулами спиртов возникают водородные связи (*а*), которые дополнительно притягивают молекулы друг к другу. Поэтому этиловый спирт — бесцветная *жидкость* (а этан и диметиловый эфир — газы!) с т. кип. 78 °С. Спирт хорошо растворим в воде, так как и с молекулами воды спирт образует водородные связи (б).



Схемы водородных связей между молекулами спирта (*а*) и между молекулами спирта и воды (*б*)

Водородные связи непрочные, поэтому низшие одноатомные спирты (мало атомов углерода в молекуле) — летучие жидкости с характерным запахом.

22.4.2. Химические свойства

Спирты могут реагировать с натрием и другими щелочными металлами. При этом атом водорода OH-группы замещается на атом металла:

$$C_2H_5O{-}\mathbf{H} + \mathbf{Na} \rightarrow \underset{\text{этилат натрия}}{C_2H_5O\mathbf{Na}} + \mathbf{H}_2$$

Вопрос. Неорганические вещества какого класса способны вступать в реакции замещения с металлами, в результате чего выделяется водород?

Аналогичную реакцию дают *кислоты*, поэтому в этой реакции спирт проявляет *кислотные* свойства. Но это очень слабые свойства, так как растворы спиртов *не изменяют* окраску индикаторов и *не реагируют* с растворами щелочей.

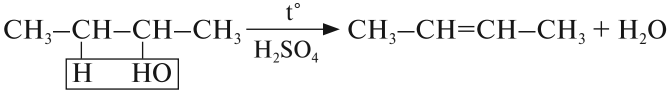
Спирты реагируют с неорганическими кислотами:

$$C_2H_5{-}\boxed{\mathbf{O{-}H + H}}{-}Cl \rightarrow C_2H_5{-}Cl + \mathbf{H_2O}$$

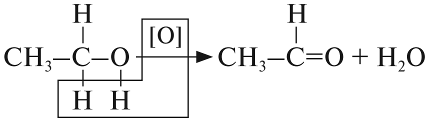
В этой реакции отщепляется молекула воды, — значит, это реакция *дегидратации*. При записи таких реакций формулы исходных веществ записывайте так, чтобы функциональные группы были рядом, причём атомы водорода функциональных групп OH «смотрели» друг на друга. Так, в результате реакции *дегидратации*, в которой участвуют две молекулы спирта, образуется простой эфир (*дегидратация межмолекулярная*):

$$C_2H_5{-}\boxed{OH + H}{-}O{-}C_2H_5 \xrightarrow[H_2SO_4]{t^\circ} \underset{\substack{\text{простой эфир}\\\text{диэтиловый}}}{C_2H_5{-}O{-}C_2H_5} + H_2O$$

Эта реакция происходит в присутствии концентрированной серной кислоты. Если смесь спирта и концентрированной серной кислоты нагреть сильнее, то молекула воды отщепляется от одной молекулы спирта (*дегидратация внутримолекулярная*):



Спирты, у которых OH-группа соединена с первым (последним) атомом углерода углеродной цепочки (первичные спирты) легко окисляются нагретым оксидом меди **CuO**, превращаясь в альдегиды:



При составлении этой реакции рекомендуется выделить (подчеркнуть) те атомы, которые образуют воду, и записать новую формулу без этих атомов. Спирты *горят*, образуя, как и углеводороды, углекислый газ и воду.

Задание 22.3. Составьте уравнение реакции горения этилового спирта.

Таким образом, для спиртов характерны реакции:

- замещения атома водорода OH-группы;
- дегидратации (отщепления воды);
- окисления.

Все эти реакции идут с участием OH-группы функциональной группы спиртов.

Задание 22.4. Составьте уравнения таких реакций для пропанола-1 (пропилового спирта). Уравнения реакций составляйте по аналогии с вышеперечисленными.

22.5. Получение и применение спиртов (на примере этилового спирта)

Этанол и другие спирты можно получить из алкенов.

Вопрос. При помощи какой реакции можно это осуществить (при затруднении см. гл. 19.3)?

Задание 22.5. Составьте уравнение этой реакции.

Полученный таким способом спирт используют в технических целях: в качестве растворителя, для получения каучука, пластмасс и др. Кроме того, спирт используют как горючее.

Пищевой и медицинский спирты получают брожением глюкозы:

$$\underset{\text{глюкоза}}{C_6H_{12}O_6} \xrightarrow[\text{дрожжи}]{\text{зимаза}} 2CO_2 + \underset{\text{этанол}}{2C_2H_5OH}$$

В лаборатории этиловый спирт можно получить гидролизом (взаимодействием с водой) хлорэтана:

$$C_2H_5\text{–}Cl + H\text{–}OH \rightleftarrows C_2H_5\text{–}OH + HCl$$

Для того чтобы эта реакция стала необратимой, используют *водный* раствор щёлочи.

Задание 22.6. Составьте уравнения реакций:

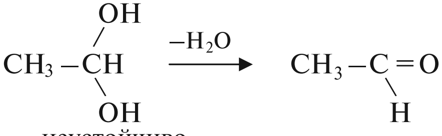
а) пропен + вода;

б) 1-хлорпропан + NaOH (водный).

Назовите полученные вещества.

22.6. Многоатомные спирты

Многоатомные спирты содержат две и более гидроксогруппы в молекуле. При этом каждый атом углерода в молекулах спиртов может соединяться только с одной гидроксогруппой **OH**, в противном случае образуются неустойчивые соединения:

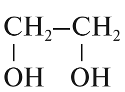


неустойчиво

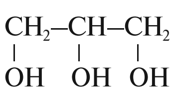
Задание 22.7. Составьте формулы многоатомных спиртов, в молекуле которых:

- два атома углерода и две гидроксогруппы;
- три атома углерода и три гидроксогруппы.

У вас получились формулы простейших многоатомных спиртов:



этиленгликоль



глицерин

Вопрос. Как в названии спирта обозначить число гидроксо-групп?

Названия по IUPAC этих спиртов составляют, используя уже известные правила, т. е. к названию углеводорода добавляют суффикс **ОЛ**, а перед ним указывают число **ОН**-групп при помощи префиксов ди- или три-. Например, этиленгликоль получит название: этандиол.

Задание 22.8. Назовите по правилам IUPAC глицерин.

Вопрос. Как вы считаете, какой из спиртов будет иметь большую температуру кипения — глицерин или пропанол-1? А растворимость в воде?

Многоатомные спирты за счёт многочисленных ОН-групп образуют многочисленные водородные связи и друг с другом, и с водой. Поэтому они имеют бо́льшие температуры кипения и бо́льшую растворимость в воде по сравнению с соответствующими одноатомными спиртами. Так, глицерин — бесцветная, густая жидкость, без запаха; он смешивается с водой в любых соотношениях и способен поглощать влагу из воздуха. Более того, *безводный* глицерин может отнимать воду из живых клеток кожи, вызывая ожоги. *Растворы* глицерина, наоборот, смягчают кожу.

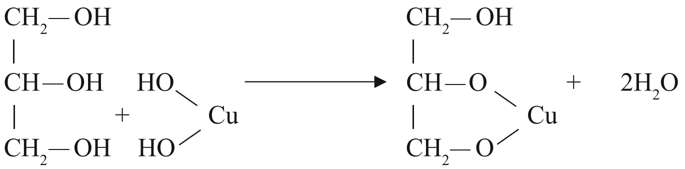
Химические свойства глицерина и других многоатомных спиртов очень похожи на свойства одноатомных спиртов: они реагируют с натрием и HCl, образуют эфиры, могут окисляться. Например, глицерин реагирует с азотной кислотой:

$$\begin{array}{lcl} CH_2{-}OH \quad HO{-}NO_2 & & CH_2{-}O{-}NO_2 \\ | & & | \\ CH{-}OH \; + HO{-}NO_2 & \longrightarrow & CH{-}O{-}NO_2 + 3H_2O \\ | & & | \\ CH_2{-}OH \quad HO{-}NO_2 & & CH_2{-}O{-}NO_2 \end{array}$$

нитроглицерин

Нитроглицерин входит в состав сильнейшей взрывчатой смеси *динамита*. Его раствор используется как лекарство.

Но в химических свойствах многоатомных спиртов есть и существенные отличия. Так, они могут растворять осадок *гидроксида меди* II, образуя *ярко-синий раствор*:



Реакция происходит при обычных условиях, причём полученное соединение очень прочное: не изменяет свой цвет даже при кипячении. Одноатомные спирты такую реакцию не дают.

Вывод. Реакция растворения голубого осадка *гидроксида меди* II с образованием *ярко-синего раствора — это* **качественная реакция** на многоатомные спирты.

Задание 22.9. Составьте уравнения реакций этиленгликоля:

а) с азотной кислотой;

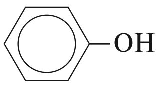
б) с $Cu(OH)_2$.

Подсказка. При составлении уравнений этих реакций записывайте формулы многоатомных спиртов так, чтобы цепочки атомов углерода располагались вертикально, а группы OH были *рядом*, причём атомы водорода функциональных групп OH «смотрели» друг на друга.

Глицерин находит широкое применение в кожевенной промышленности (смягчает кожу), используется в медицине, входит в состав невысыхающих красок. Кроме того, глицерин, точнее, остаток его молекулы входит в состав любого жира. Поэтому глицерин часто получают из природных жиров (уравнение реакции в главе 25).

22.7. Понятие о фенолах

К фенолам относятся вещества, в молекулах которых гидроксогруппа **OH** непосредственно связана с бензольным кольцом:

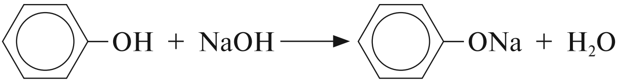


В этой молекуле OH-группа и бензольное кольцо взаимно влияют друг на друга. Поэтому фенол по свойствам отличается и от спиртов, и от бензола. Рассмотрим примеры такого влияния.

Бензольное кольцо влияет на ОН-группу, делая её более полярной, чем у спиртов. Поэтому фенол, в отличие от спиртов, реагирует с растворами щелочей:

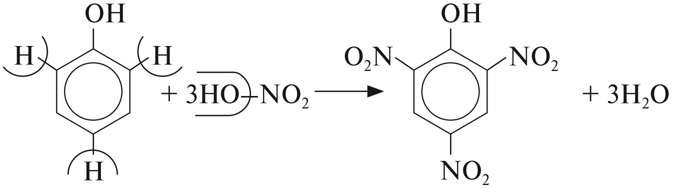
$$C_2H_5OH + NaOH \rightarrow \text{НЕ идёт (!)}$$
$$C_6H_5OH + NaOH \rightarrow C_6H_5ONa + H_2O,$$

или



В данной реакции фенол проявляет свойства *кислоты*. Отсюда его второе название — карболовая *кислота* («карболка»). Растворы фенола изменяют окраску индикатора.

Гидроксогруппа влияет на бензольное кольцо. Фенол очень легко вступает в реакции *замещения*, причём, как и для толуола, реакция происходит в положениях 2, 4, 6 по отношению к гидроксогруппе:



2,4,6-тринитрофенол
(пикриновая кислота)

В отличие от спиртов и бензола фенол обесцвечивает бромную воду даже при нормальных условиях. Реакция протекает аналогично предыдущей.

Задание 22.9. Составьте уравнение реакции фенола с бромом и сравните эту реакцию с реакцией толуола с бромом.

Фенол легко окисляется на воздухе, при этом его белые кристаллы розовеют. Фенол сильно ядовит, так как изменяет структуру и свойства белков — основу всего живого. Кроме того, попадая в воду, он окисляется растворённым в ней кислородом. В результате содержание кислорода в водоёме уменьшается, и обитатели его погибают. Для того чтобы обнаружить фенол в водоёме и любом растворе, используют *качественную реакцию* с $\mathbf{FeCl_3}$: при добавлении этого реактива к смеси, содержащей фенол, появляется фиолетовое окрашивание.

Фенол получают из производных бензола и каменноугольной смолы. В любом случае вначале исходное вещество или

смесь превращают в фенолят, а затем выделяют чистый фенол при помощи кислоты:

$$C_6H_5O{-}Na + CO_2 + H_2O \rightarrow C_6H_5O{-}H + NaHCO_3$$

Фенол применяют для дезинфекции и получения красителей и полимеров.

ВЫВОДЫ по главе 22

Спирты и фенолы — это производные углеводородов, содержащие функциональную группу ОН. Для таких веществ характерны реакции *замещения атома водорода в гидроксогруппе.*

Спирты за счёт функциональной группы ОН образуют простые и сложные эфиры (см. главу 25), а фенолы реагируют и за счёт функциональной группы ОН, и за счёт ароматического ядра.

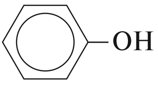
Вопросы, задачи и упражнения к главе 22

1. Какие соединения называются спиртами?

2. Какая функциональная группа входит в состав молекул спиртов? Как она так называется? Как обозначается в названиях?

3. Какие из следующих соединений относятся к спиртам:

а) $CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_3$ (группа OH при третьем атоме углерода)

в) 

б) $CH_3-CH=CH-OH$

г) $CH_2(OH)-CH_2(OH)$ (группы OH при каждом атоме углерода)

д) $HO-CH(CH_3)-OH$ (группа CH_3 при центральном атоме углерода)

е) $CH_3-CH(OH)-CH_3$ (группа OH при центральном атоме углерода)

Назовите и классифицируйте эти спирты.

4. Напишите формулы следующих спиртов:

а) бутанол-1;

б) 2-метилбутанол-2;

в) 2,3-диметилбутандиол-1,4;

г) бутен-3-ол-1.

Классифицируйте эти спирты.

5. Осуществить превращения:

а) $CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow$ простой эфир

б) метан $\rightarrow$ ацетилен $\rightarrow$ этилен $\rightarrow$ этиленгликоль $\xrightarrow{+\,Cu(OH)_2}$?

в) $C_2H_6 \xrightarrow{-H_2} А \xrightarrow{+HCl} Б \xrightarrow{+H_2O} В \xrightarrow{+Na} Г$

г) $C_2H_5OH \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow$ альдегид

6. Осуществить превращения:

пропанол-1 $\xrightarrow{-H_2O}$ А $\xrightarrow{+H_2O}$ Б $\rightarrow$ простой эфир

Б $\rightarrow$ сложный эфир

Назовите полученные вещества.

7. Описать свойства *бутанола*-1, указав:

- класс соединения;
- общую формулу гомологического ряда;
- строение молекулы;
- свойства: реакции замещения, окисления, дегидратации;
- способ получения.

8. Описать свойства этиленгликоля, указав:

- класс соединения;
- строение молекулы;
- свойства: уравнения реакций с **Na**, **HCl**, **HNO_3**;
- уравнение реакции и эффект качественной реакции;
- способ получения.

9. Описать свойства фенола, указав:

- строение молекулы;
- свойства: уравнения реакций с **Na**, **NaOH**, **HNO_3** и **бромной** водой;
- эффект качественной реакции.

10. Какой объём водорода выделится, если в избыток спирта бросить **0,23** г натрия?

11. Сколько граммов диэтилового эфира можно получить из **23** г этанола?

12. Какой объем этилена должен вступить в реакцию, для того чтобы образовалось **500** мл спирта (пл. = **0,8** г/мл)?

13. Установить формулу вещества, при сгорании **4,6** г которого образуется **4,48** л CO_2 и **5,4** мл воды. Плотность паров этого вещества по водороду равно **23**.

14. При взаимодействии 16 г одноатомного спирта с натрием выделилось 5,6 л водорода. Какой спирт был взят для реакции?

15. 46 г глицерина обработали азотной кислотой. Рассчитайте массу полученного вещества, если выход составляет **40%**. Где применяется это вещество?

16. Вычислить массу фенолята натрия, который образуется при взаимодействии 9,4 г фенола с 50 г 12%-ного раствора гидроксида натрия.

17. Сколько граммов азотной кислоты потребуется для нитрования **4,7** г фенола, если ώ(кислоты) в исходном растворе равна **30%**.

Задания ЕГЭ

18. Водородная связь характерна для

1) алканов; 2) алкинов; 3) аренов; 4) спиртов.

19. Межклассовым изомером этанола является:

1) CH_3CHO; 2) CH_3COOH; 3) $CH_3–O–CH_3$; 4) $CH_3–OH$.

20. Первый гомолог этиленгликоля имеет состав

1) $C_3H_8O_2$; 2) $C_3H_6O_2$; 3) $C_3H_8O_3$; 4) C_3H_8O.

21. Найти массу 92%-ного раствора этанола, необходимого для получения 112 л этилена.

Глава 23. | АЛЬДЕГИДЫ

23.1. Определение. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия

Альдегиды — это производные углеводородов, которые содержат *альдегидную группу*:

R–C=O
  \
   H

Альдегидная группа состоит из *карбонильной* группы C=O, соединённой с атомом водорода. Карбонильная группа в молекулах альдегидов всегда находится на конце углеродной цепи.

Предельные альдегиды образуют гомологический ряд с общей формулой:

C_nH_{2n+1}–C=O
        \
         H

Если использовать эту общую формулу, то следует помнить, что минимальное значение *n* (числа атомов углерода) равно нулю.

Если ***n* = 0** получаем H–C=O метан**АЛЬ**, муравьиный альдегид, формальдегид;
  \
   H

***n* = 1** CH_3–C=O этан**АЛЬ**, уксусный альдегид, ацетальдегид.
  \
   H

Вопрос. Какой суффикс обозначает наличие в молекуле альдегидной группы?

Названия альдегидов составляют, добавляя суффикс **АЛЬ** к названию соответствующего углеводорода. При этом учитываются все атомы углерода. Кроме того, используются тривиальные названия, которые совпадают с названиями соответствующих кислот (см. гл. 24.1). И, наконец, для некоторых альдегидов используют названия, имеющие латинский корень, например формальдегид — от лат. formika — «муравей».

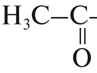
Задание 23.1. Составьте формулу и название альдегида с ***n* = 3**. Имеет ли он изомеры?

Начиная с ***n* = 3** у альдегидов появляются изомеры положения карбонильной группы:

(1) (2)

Задание 23.2. Допишите атомы водорода к этим цепочкам и убедитесь, что это — изомеры. Является ли вещество (2) альдегидом?

Но при перемещении карбонильной группы в середину молекулы исчезает альдегидная группа: вещество (2) не альдегид, это — кетон:

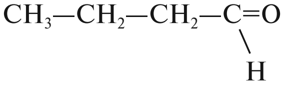


ацетон

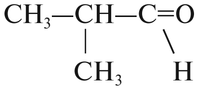
По номенклатуре ИЮПАК кетоны называют, добавляя суффикс **ОН** к названию соответствующего углеводорода.

Задание 23.3. Составьте формулы и названия альдегидов с n = 4. Дайте им названия.

Изомерия альдегидов связана со строением углеводородного радикала:



бутан**аль** (масляный альдегид)



2-метилпропан**аль**

23.2. Строение молекул

Отличительным признаком альдегидов является наличие в их молекуле альдегидной группы. В её состав входят атомы углерода и кислорода, связанные *двойной* связью.

Вопрос. Какой тип реакций характерен для соединений с *двойной* связью?

Поэтому альдегиды легко вступают в реакции *присоединения* по месту разрыва π-*связи* карбонильной группы.

Кроме того, в состав альдегидной группы входит атом водорода, соединённый с карбонильной группой.

Вопрос. Является ли эта связь полярной?

За счёт разрыва полярной С—Н связи альдегидной группы альдегиды очень легко *окисляются*. Атом кислорода альдегидной группы делает эту группу в целом сильно полярной. Поэтому альдегидная группа влияет на углеводородный радикал, и в радикале возможны реакции *замещения*.

23.3. Свойства альдегидов

23.3.1. Физические свойства

В альдегидах отсутствует гидроксогруппа, за счёт которой между молекулами спиртов возникали водородные связи.

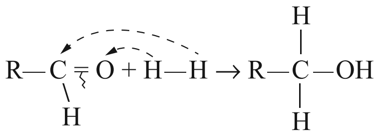
Вопрос. Какие соединения (спирты или альдегиды) имеют бóльшую температуру кипения?

Поэтому альдегиды, в отличие от спиртов, легче испаряются, имеют *меньшие* температуры кипения. Например, формальдегид — газ с резким запахом, а метанол — жидкость. Низшие альдегиды могут растворяться в воде. Раствор формальдегида в воде (*формалин*) применяется в медицине, кожевенной промышленности. Его применение основано на том, что формальдегид активно реагирует с белками, вызывая в них необратимые изменения (денатурацию). Следовательно, формальдегид сильно ядовит.

23.3.2. Химические свойства

При рассмотрении строения молекулы альдегидов были сделаны выводы, что для них должны быть характерны реакции *присоединения*, *замещения* (в углеводородном радикале), и *окисления*.

Примером реакции *присоединения к карбонильной группе* может служить реакция гидрирования, т. е. присоединения водорода:



Вопрос. К какому классу относится полученное соединение? Назовите его.

При окислении альдегидов образуются кислоты:

$$\underset{\text{альдегид}}{R{-}\underset{\substack{\backslash \\ H}}{C}{=}O} \xrightarrow{[O]} \underset{\text{кислота}}{R{-}\underset{\substack{\backslash \\ O-H}}{C}{=}O}$$

Окисление альдегидов происходит даже при их хранении, т. е. в обычных условиях. Реакции окисления альдегидов используют для того, чтобы обнаружить их в растворах. Например, если к раствору альдегида добавить *аммиачный раствор оксида серебра и нагреть*, то на стенках сосуда появится *зеркало*. Это выделилось чистое серебро, которое блестящим тонким слоем покрыло стекло:

$$CH_3{-}\underset{\substack{\backslash \\ H}}{C}{=}O + Ag_2O \xrightarrow{t^o} CH_3{-}\underset{\substack{\backslash \\ O-H}}{C}{=}O + \underset{\text{зеркало}}{2Ag}$$

Эта реакция получила название *«реакция серебряного зеркала»*.

Альдегид можно превратить в кислоту (окислить) и при помощи гидроксида меди (II). Если к осадку $\mathbf{Cu(OH)_2}$ добавить раствор альдегида и нагреть, то образуется *жёлтый* осадок **CuOH**, переходящий в *красный* оксид меди (I). В результате образуется *оранжевый* осадок:

$$CH_3{-}\underset{\substack{\backslash \\ H}}{C}{=}O + Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^o} CH_3{-}\underset{\substack{\backslash \\ O-H}}{C}{=}O + \underset{\substack{\text{красный} \\ \text{осадок}}}{Cu_2O\downarrow} + H_2O$$

Если эту же смесь долго греть, то на стенках пробирки выделится в виде блестящего слоя чистая медь «*медное зеркало*». Поэтому эту реакцию часто называют *реакцией «медного зеркала»*.

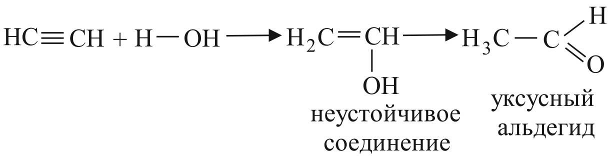
Запомните: реакции «серебряного зеркала» и «медного зеркала» — качественные реакции на альдегидную группу.

Задание 23.4. Составьте уравнения качественных реакций для формальдегида.

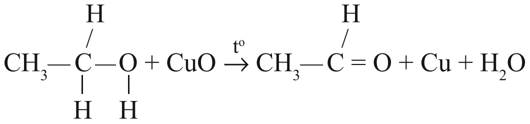
Вопрос. Можно ли при помощи гидроксида меди (II) различить растворы глицерина и уксусного альдегида? Укажите условия и эффекты обеих реакций.

23.4. Получение и применение альдегидов на примере уксусного альдегида

Уксусный альдегид получают в больших количествах при помощи *реакции Кучерова**:



В небольших количествах этот альдегид можно получить окислением этанола:



Задание 23.5. В гл. 20.3 и 22.4 посмотрите на соответствующие уравнения реакций; обратите внимание, за счёт каких атомов они происходят, и попробуйте составить аналогичные уравнения реакций:

а) пропин + вода →

б) пропанол-1 + CuO →

в) пропанол-2 + CuO →

Сделайте вывод: всегда ли в этих реакциях получаются альдегиды?

Если Вы всё сделали правильно, в реакциях а) и в) получается ацетон (кетон), а в реакции б) — пропаналь.

Уксусный альдегид применяют для получения уксусной кислоты, этилового спирта, лекарств и других веществ.

ВЫВОДЫ по главе 23

Альдегиды — это производные углеводородов, содержащие альдегидную группу. Для них должны быть характерны реакции

* **Кучеров** Михаил Григорьевич (3.06.1850–26.06.1911) — русский химик-органик, открыл (1881) реакцию каталитической гидратации ацетиленовых углеводородов с образованием карбонилсодержащих соединений.

- присоединения (за счёт карбонильной группы);
- замещения (в углеводородном радикале);
- окисления.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 23

1. Какие соединения называются альдегидами?

2. Что такое альдегидная группа? карбонильная группа? Изобразите их строение.

3. Какая функциональная группа входит в состав молекул альдегидов? Как она называется? Как обозначается в названиях?

4. Назовите по номенклатуре IUPAC:

$$\text{а) } CH_3-CH_2-\underset{\diagdown\ H}{C}=O \qquad \text{б) } CH_2=CH-\underset{\diagdown\ H}{C}=O \qquad \text{в) } CH_3-\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{\underset{\displaystyle CH_3}{|}}{C}}}-\underset{\diagdown\ H}{C}=O$$

5. Составьте графические формулы соединений, которые являются изомерами 2,2-диметилпропаналя. Назовите их.

6. В одной пробирке находится раствор *глицерина*, в другой — *формалин*. При помощи какого вещества их можно различить? Как?

7. Опишите свойства *формальдегида* по схеме:

- класс соединений;
- общая формула гомологического ряда;
- строение молекулы;
- свойства.

Задания ЕГЭ

8. Межклассовых изомеров не имеют:

1) альдегиды; 2) алкины; 3) алканы; 4) алкены.

9. Различить растворы метаналя и метанола можно при помощи:

1) NaCl; 2) NaOH; 3) Ag_2O (в растворе NH_3); 4) Mg.

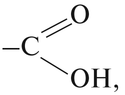
10. Продукт восстановления ацетальдегида:

1) этанол; 2) пропанол-1; 3) ацетон; 4) уксусная кислота.

Глава 24. | КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

24.1. Определение

Карбоновые кислоты — это производные углеводородов, в молекулах которых содержится одна или несколько *карбоксильных* групп:

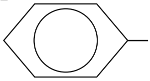


или –COOH

Карбоксильная группа имеет сложный состав. Она состоит из карбонильной и гидроксильной (гидроксо) групп:

–C=O **Карбонил**ьная группа
\
O–H **Гидроксил**

Карбоновые кислоты часто встречаются в природе, придавая ягодам и фруктам, а также некоторым другим продуктам питания *кислый* вкус. Их делят на различные группы (классы) по некоторым признакам:

- по *строению* (составу) углеводородного радикала кислоты делят на:
  - *предельные* $\mathbf{CH_3–CH_2–CH_2–COOH}$ в углеводородном радикале только простые связи;
  - *непредельные* $\mathbf{CH_3–CH=CH–COOH}$ в углеводородном радикале есть кратная связь;
  - *ароматические*  COOH имеется бензольное кольцо.

Задание 24.1. Определите *состав* этих кислот.

Для того чтобы различить *по составу* предельные и непредельные кислоты, нужно умножить на два **число атомов углерода в углеводородном радикале** и сравнить полученную величину (С) с числом атомов водорода (В) в углеводородном радикале:

- у предельных кислот **В > С**, например для C_3H_7COOH: В = **7**, а С = **3** · 2 = **6**;
- у **не**предельных кислот **В < С**, например для C_3H_5COOH: В = **5**, а С = 3 · 2 = **6**.

Задание 24.2. Какая из следующих кислот является предельной:

$$\mathbf{C_{15}H_{31}COOH} \quad \text{или} \quad \mathbf{C_{17}H_{31}COOH}$$

- по числу карбоксильных групп кислоты делят на:
  - *одноосновные*: **CH_3–COOH** есть *одна* карбоксильная группа;
  - *двухосновные*: **HOOC–COOH** есть *две* карбоксильные группы.

Бывают кислоты, содержащие и большее число карбоксильных групп. Рассмотрим строение молекул и свойства карбоновых кислот на примере предельных одноосновных кислот.

24.2. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия

Предельные одноосновные карбоновые кислоты образуют гомологический ряд с общей формулой:

$$\mathbf{C_nH_{2n+1}COOH}, \quad \text{или} \quad \mathbf{R{-}COOH}$$

Если ***n* = 0**, то **H–COOH метан***овая* кислота (муравьиная),
n* = 1**, то **CH_3–COOH этановая* кислота (уксусная).

Вопрос. По какому принципу составляются названия кислот?

Для того чтобы составить название кислоты, нужно:

- подсчитать все атомы углерода (считая и атом углерода карбоксильной группы);
- назвать алкан, который имеет такое же число атомов углерода и то же строение;
- дописать к этому названию «овая» и слово «кислота».

Кроме того, для кислот чаще всего используют тривиальные названия (*муравьиная, уксусная*), которые указывают на происхождение кислоты или её отличительные признаки. Например, название муравьиная указывает, что эта кислота входит в состав жгучего сока муравьёв. А слово «*уксусная*» происходит от греческого слова «*оксос*», что означает «кислый». Запомните некоторые из этих названий:

n = **2** CH_3–CH_2–COOH **C_2H_5COOH** *пропионовая* кислота,

n = **3** $CH_3–CH_2–CH_2–COOH$ $\mathbf{C_3H_7COOH}$ *масляная* кислота,

....

n = **17** $\mathbf{C_{17}}H_{35}COOH$ *стеариновая* кислота.

Задание 24.3. Назовите по ИЮПАК пропионовую и масляную кислоты.

Если вы выполнили вышеизложенные правила, у вас получилось: пропан*овая* кислота, бутан*овая* кислота.

Начиная с ***n* = 3**, у кислот появляются *изомеры*. Изомерия предельных кислот связана со строением углеводородного радикала:

$\mathbf{CH_3–CH_2–CH_2–C}OOH$ и $\mathbf{CH_3–CH–C}OOH$ (при CH — $\mathbf{CH_3}$)

Бутан → бутановая кислота

2-метилпропановая кислота

Задание 24.4. Составьте молекулярные формулы этих кислот и убедитесь, что это изомеры.

24.3. Строение молекул

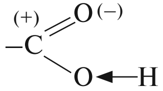
В состав карбоксильной группы входит гидроксогруппа **OH**.

Вопрос. В каких соединениях встречается функциональная группа OH?

Такая же группа входит в состав молекул спиртов. Спирты проявляют очень слабые кислотные свойства, могут вступать в реакции только с очень активными, щелочными металлами, не изменяют окраску индикатора, не реагируют с растворами щелочей.

Если в раствор карбоновой кислоты добавить индикатор (лакмус), то раствор окрасится в красный цвет. Это означает, что кислоты проявляют более кислые свойства, чем спирты. Почему? Потому что карбонильная группа, которая расположена рядом с гидроксогруппой, влияет на неё.

Карбонильная группа, которая входит в состав карбоксильной группы, имеет (+) на атоме углерода. За счёт этого небольшого положительного заряда происходит смещение общих электронных пар связей «C–O» и «O–H», поэтому эти связи становятся более полярными:



Таким образом, карбонильная группа увеличивает полярность связи **O–H**, делая её более полярной. Поэтому атом водорода карбоксильной группы становится очень подвижным. Он легко замещается на атом металла, способен отщепляться в растворах: *кислоты диссоциируют*:

$$R–COOH \rightleftarrows R–COO^- + H^+$$

Гидроксогруппа тоже влияет на карбонильную группу, делая ее *неактивной*, поэтому кислоты не участвуют в реакциях с разрывом π-связи карбонильной группы.

Карбоксильная группа влияет на углеводородный радикал, делая некоторые связи **C–H** в нём более полярными, и кислоты могут участвовать в реакциях *замещения* атомов водорода радикала.

24.4. Свойства кислот

24.4.1. Физические свойства

Кислоты с небольшим числом атомов углерода (1–10) — жидкости с резким запахом. Вкус у них разный — уксусная кислота — кислая, а масляная — горькая. Низшие кислоты растворимы в воде, причём с увеличением длины радикала их растворимость ухудшается.

Например, уксусная кислота — бесцветная жидкость с резким запахом. Смешивается с водой в *любых* соотношениях. 60...90 %-ные растворы уксусной кислоты (*уксусная эссенция*) опасны для жизни, в то время как 6...8 %-ные растворы столового *уксуса* широко применяются при приготовлении пищи.

Высшие кислоты, например стеариновая кислота, твёрдые, нерастворимые в воде вещества, лишённые запаха. Смесь таких кислот называется «стеарин». Из стеарина делают свечи.

24.4.2. Химические свойства

Кислоты проявляют все свойства неорганических кислот.

Вопрос. Какие свойства кислот вам известны?

Кислоты реагируют с *металлами*, которые стоят в ряду напряжений до водорода:

$$C_3H_7COOH + Mg \rightarrow (C_3H_7COO)_2Mg + H_2\uparrow$$

При составлении таких реакций следует помнить, что

- кислотный остаток — это часть молекулы кислоты без подвижного атома водорода; в данном случае это:

$$C_3H_7COO;$$

- валентность кислотного остатка равна числу замещённых атомов водорода, в данном случае замещается один атом водорода и валентность равна I;
- исходя из этого, нужно переписать после реакции кислотный остаток, взять его в скобки и за скобками поставить цифру, равную валентности металла, а затем записать символ самого металла.

В результате такой реакции образуется соль и выделяется водород.

Кислоты реагируют с *основными и амфотерными оксидами*:

$$H{-}COOH + Al_2O_3 \rightarrow (H{-}COO)_3Al + H_2O$$

формиат алюминия

В этом случае образуется соль и вода. Такие же продукты реакции образуются при взаимодействии кислоты и *основания*:

$$C_{17}H_{35}COOH + NaOH \rightarrow C_{17}H_{35}COONa + H_2O$$

стеарат натрия (мыло)

Большинство карбоновых кислот — слабые кислоты. Тем не менее они могут вытеснять *более слабые кислоты* из их солей:

$$CH_3COOH + NaHCO_3 \rightarrow CH_3COONa + H_2O + CO_2\uparrow$$

ацетат натрия

Итак, во всех этих реакциях образуются *соли*. Названия солей происходят от латинских названий кислот. *Запомните эти названия*!

Задание 24.5. Составьте для известных Вам карбоновых кислот таблицу по схеме:

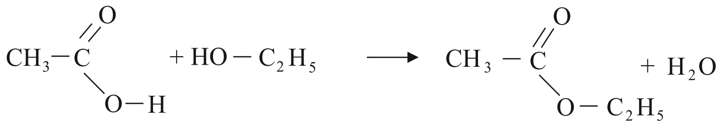
Таблица 9

Названия солей карбоновых кислот

Кислота	Формула	Соль кальция	Название соли
пропионовая	C_2H_5COOH	$(C_2H_5COO)_2Ca$	пропионат
муравьиная	?	?	?
уксусная	?	?	?

Названия солей см. **выше** (в уравнениях химических реакций).

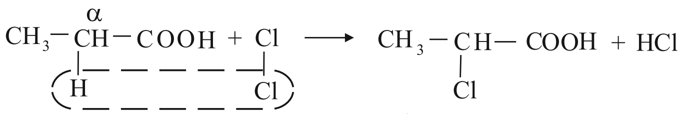
Кислоты могут реагировать со *спиртами*, в результате получаются *сложные эфиры*:



кислота спирт сложный эфир: этилацетат

Это реакция этерификации. Она происходит в присутствии концентрированной серной кислоты. (Подробнее о названиях и свойствах сложных эфиров см. главу 25.)

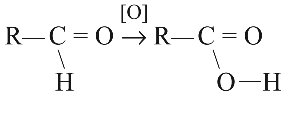
Кислоты могут реагировать с *галогенами* за счёт углеводородного радикала, при этом на атом галогена замещается атом водорода у ближайшего к карбоксильной группе атома углерода (это α-углеродный атом):



2-хлорпропановая кислота

24.5. Получение и применение кислот

Кислоты можно получить при помощи окисления *соответствующего* альдегида:



Задание 24.6. Какой альдегид нужно взять для получения уксусной кислоты? 2-метилпропановой кислоты? Составьте уравнения реакций.

Вопрос. В каких условиях происходят процессы окисления альдегидов? Являются ли эти реакции качественными на альдегидную группу?

Кислоты применяются для получения душистых веществ, растворителей, входят в состав лекарств. Наибольшее применение получила ледяная (безводная) уксусная кислота, которая используется в технических целях (для получения лекарств, ацетатного шёлка, растворителей). В магазине можно купить и пищевую уксусную кислоту (70 %-ный раствор), и **уксус** (6 %-ный раствор). Концентрированная уксусная кислота — яд! Она вызывает тяжёлые ожоги внутренних органов, разрушает кровь. Её следует разбавлять водой до безопасных 5–7 % (примерно 1:10). Столовый уксус используют при приготовлении пищи. Его получают из глюкозы по схеме:

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH \xrightarrow{[O]} CH_3COOH$$

Некоторые (жирные) кислоты входят в состав жиров (см. главу 25).

ВЫВОДЫ по главе 24

Кислоты — это производные углеводородов, содержащие карбоксильную группу. Для них характерны реакции:

- замещения атома H карбоксильной группы (с металлами);
- обмена (с оксидами, гидроксидами, солями);
- этерификации (со спиртами);
- замещения атома H радикала (с галогенами).

Кислоты входят в состав различных овощей, фруктов и других пищевых продуктов. Используются при приготовлении пищи, например уксус.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 24

1. Какие соединения относятся к карбоновым кислотам? Приведите примеры.

2 Опишите строение карбоксильной группы. В чём проявляется взаимное влияние атомов в молекуле в данном случае?

3. С какими веществами реагирует уксусная кислота: с кальцием? с медью? с оксидом железа (III)? с оксидом меди (II)? с гидроксидом магния? с оксидом серы (IV)? с соляной кислотой? с сульфатом натрия? с сульфидом натрия? с метиловым спиртом?

Составьте уравнения необходимых реакций. Если реакция не происходит — объясните почему.

4. В четырех пробирках находятся: *пентен-1, этиленгликоль, пропаналь, уксусная кислота*. При помощи каких химических реакций их можно различить?

5. Осуществить превращения:

а) карбид кальция → этин → этаналь → этановая кислота → соль;

б) этанол $\xrightarrow{[O]}$ А $\xrightarrow{[O]}$ Б $\xrightarrow{+\text{ этанол}}$ В;

в) метан → хлорметан → метанол → формальдегид → кислота.

Укажите условия протекания реакций, назовите полученные соединения.

6. Описать свойства *масляной кислоты*, указав:

- класс соединений;
- общую формулу гомологического ряда;
- химические свойства (5–6 уравнений реакций);
- способ получения.

Как вы думаете, почему эта кислота называется масляной?

7. Сколько граммов воды нужно добавить к **50** г **70%**-ной уксусной кислоты, чтобы получить **5%**-ный уксус?

8. Сколько граммов карбида кальция, который содержит **16%** примесей, нужно для получения **30** г уксусной кислоты?

9. Сколько граммов **30%**-ной муравьиной кислоты нужно для растворения **2,7** г алюминия?

10. Сколько граммов эфира можно получить при взаимодействии **30** г уксусной кислоты и **30** г этанола с выходом **30%**?

11. Одноосновная кислота имеет состав: ώ(С) = **40%**; ώ(Н) = **6,67%**; ώ (О) = **53,33%**. Плотность паров её по аргону **1,5**. Какая это кислота?

12. Какой объём кислорода потребуется для полного сгорания **100** г уксусной кислоты?

13. Какой объём хлора вступит в реакцию с уксусной кислотой массой **15** г, если в реакции должна получиться хлоруксусная кислота?

Задания ЕГЭ

14. Различить растворы муравьиной кислоты, этанола и глицерина можно при помощи:

1) лакмуса; 2) бромной воды;

3) раствора Ag_2O в аммиаке; 4) $Cu(OH)_2$.

15. Сколько граммов ледяной уксусной кислоты нужно добавить к 150 г столового 5%-ного уксуса, чтобы получить 10%-ный раствор этой кислоты.

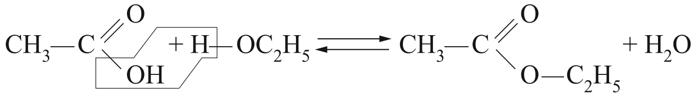
Глава 25. СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ. ЖИРЫ

Сложные эфиры — это продукт взаимодействия спирта с кислородсодержащей кислотой.

Задание 25.1. Составьте уравнение реакции глицерина с азотной кислотой. Назовите полученное соединение.

Так, при взаимодействии глицерина с азотной кислотой получается сложный эфир *нитроглицерин*.

Разберём свойства и способ получения эфиров карбоновых кислот. Такие эфиры получаются при помощи *реакции этерификации*, т. е. при взаимодействии спирта с карбоновой кислотой в присутствии концентрированной серной кислоты, например:



Название этого и других сложных эфиров составляют из названий кислоты и спирта. Например, название этого эфира звучит так: *этиловый* эфир *уксусной* кислоты, или *уксусно-этиловый* эфир.

Очень часто употребляют *названия эфиров, совпадающие с названиями солей* данных кислот. Например, «химическое» название нитроглицерина «тринитрат глицерина». Это название совпадает с названиями солей азотной кислоты.

Вопрос. Как называются соли уксусной кислоты?

Поскольку углеводородный радикал спирта (в данной случае) называется *этил*, а соли уксусной кислоты — *ацетат*ы, то полученный сложный эфир называется *этилацетат*ом.

Задание 25.2. Составьте уравнения реакций получения

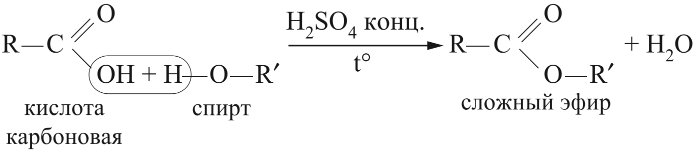
- пропилформиата,
- метилбутирата.

Дайте другие названия полученным эфирам.

Для составления таких реакций нужно:

- выяснить, какая кислота образует данную соль (гл. 24.4);
- выяснить, какой спирт имеет соответствующий радикал;

- записать формулы кислоты и спирта так, чтобы функциональные группы были рядом («голова к голове»);
- отщепить молекулу воды и соединить остатки молекул простой связью:



- назвать сложный эфир.

При правильном выполнении задания вы получите для пропилформиата:

H—C = O пропиловый эфир муравьиной кислоты,
\ или
O — CH_2 — CH_2 — CH_3 муравьино-пропиловый эфир.

Сложные эфиры легко подвергаются гидролизу, т. е. взаимодействуют с водой, образуя исходные кислоту и спирт:

H—C = O
\
O—CH_2—CH_2—CH_3 + H_2O → H—C = O (\ OH) +
пропиловый эфир муравьиной кислоты; муравьиная кислота

+ HO — CH_2 — CH_2 — CH_3
пропиловый спирт

Задание 25.3. Составьте уравнения реакций гидролиза для пропилформиата, метилбутирата.

Вопрос. Могут ли вещества, полученные в результате реакции гидролиза, реагировать друг с другом? Что при этом получается?

Поскольку полученные кислота и спирт могут реагировать друг с другом, *реакция гидролиза сложного эфира обратима*. Она происходит в присутствии растворов кислот (H^+). В присутствии щелочей реакция гидролиза сложного эфира становится *необратимой* (!).

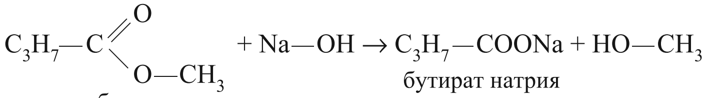
Вопрос. Реагирует ли с раствором щелочи:

а) кислота?

б) спирт?

Что получается в результате возможной реакции?

В результате щелочного гидролиза образуется *соль* кислоты и спирт:



метилбутират бутират натрия

Вопрос. Почему эта реакция необратима?

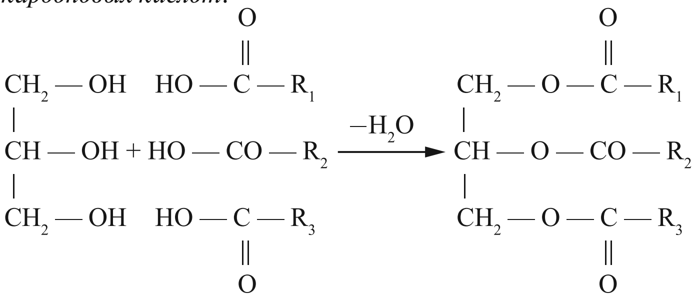
Задание 25.4. Составьте уравнения реакций щелочного гидролиза для:

а) пропилформиата,

б) метилбутирата.

Назовите полученные вещества.

Жидкие сложные эфиры, как правило, имеют приятный запах, являются хорошими растворителями. Но твёрдые сложные эфиры одноатомных спиртов запаха не имеют и по внешнему виду напоминают жир. Но это не жир, это *воск*. Настоящий ***ЖИР — это сложный эфир трёхатомного спирта глицерина и карбоновых кислот***:



жир

В состав природных жиров могут входить остатки как предельных кислот (масляная, стеариновая, пальмитиновая $\mathbf{C_{15}H_{31}COOH}$), так и непредельных (олеиновая $\mathbf{C_{17}H_{33}COOH}$) кислот.

Задание 25.5. Напишите формулы масляной и стеариновой кислот.

Если в составе жира преобладают *твёрдые* предельные кислоты, то жир — *твёрдый*; если непредельные (*жидкие*) кислоты, то жир — *жидкий*.

Задание 25.6. Напишите по приведённой выше схеме уравнения реакций:

а) глицерин + стеариновая кислота;

б) глицерин + олеиновая кислота.

Какое агрегатное состояние имеет каждый из полученных жиров?

Названия жиров составляют, исходя из названий кислот, входящих в его состав, так как спирт, образующий жир, один и тот же — глицерин. Так, если в состав жира входят три остатка *пальмитин*овой кислоты, то он называется *три*пальмитин.

Задание 25.7. Назовите жиры, полученные в предыдущем задании 25.6.

Задание 25.8. Сравните состав жиров: тристеарина и триолеина. Сделайте вывод: можно ли *жидкий* жир (триолеин) превратить в твёрдый (тристеарин)? Как?

На практике часть жидких жиров превращают в твёрдые путем *гидрирования*, т. е. насыщения водородом:

$$\begin{array}{lcl} CH_2 - O - CO - C_{17}H_{33} & & CH_2 - O - CO - C_{17}H_{35} \\ | & & | \\ CH - O - CO - C_{17}H_{33} + ?\,H_2 & \rightarrow & CH - O - CO - C_{17}H_{35} \\ | & & | \\ CH_2 - O - CO - C_{17}H_{33} & & CH_2 - O - CO - C_{17}H_{35} \end{array}$$

Задание 25.9. Расставьте коэффициенты в этом уравнении.

Твёрдые жиры медленнее портятся (почему?), их легче хранить, поэтому *реакция гидрирования* имеет большое практическое значение. Полученный искусственный жир называется *саломас*. Из него получают *маргарин*, смазочные материалы, мыло. В последнем случае проводят *щелочной гидролиз* саломаса твёрдого жира:

$$\begin{array}{l} CH_2 - O - CO - C_{17}H_{35} \\ | \\ CH - O - CO - C_{17}H_{35} + \underset{\text{избыток}}{3NaOH} \rightarrow 3C_{17}H_{35} - COONa + \text{глицерин} \\ | \\ CH_2 - O - CO - C_{17}H_{35} \end{array}$$

Задание 25.10. Назовите полученное соединение.

Мыло — это соль очень слабой органической кислоты и сильного основания (щелочи).

Вопрос. Какой процесс происходит с такими солями в растворе?

Поэтому мыло в растворе подвергается гидролизу, т. е. реагирует с водой; при этом образуются исходные продукты, т. е. щёлочь и кислота:

$$C_{17}H_{35}COONa + H_2O \rightarrow C_{17}H_{35}COOH + NaOH$$

Получившаяся щёлочь «щиплет» глаза, разъедает кожу рук, некоторые ткани. Кроме того, мыло плохо моет в жёсткой воде (см. гл. 9.2), так как реагирует с солями кальция и магния (именно они делают воду жёсткой), образуя нерастворимые соединения:

$$C_{17}H_{35}COONa + CaSO_4 \rightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Ca\downarrow + Na_2SO_4$$

Поэтому к стеарату натрия (он составляет около 60 % хозяйственного мыла) добавляют вещества, которые уменьшают нежелательное действие чистого мыла. Так получают туалетные мыла и другие моющие составы.

Жиры применяют также для получения стеарина (смесь твёрдых предельных кислот), олифы, клеёнок и др. материалов.

Кроме того, жиры — обязательный компонент нашей пищи. Они являются источником энергии, которая выделяется при биохимическом окислении жира (при окислении жиров выделяется около 9 ккал/г энергии), необходимы для усвоения витаминов. Жидкие жиры более полезны для здоровья, чем твёрдые.

ВЫВОДЫ по главе 25

Сложные эфиры образуются при взаимодействии спиртов и кислородсодержащих кислот в результате реакции этерификации. Жиры — это сложные эфиры глицерина и жирных кислот. Жиры — обязательный компонент нашей пищи.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 25

1. Из каких соединений можно получить сложный эфир?

2. Составьте уравнения реакций:

а) масляная кислота + этанол;

б) муравьиная кислота + метиловый спирт;

в) глицерин + стеариновая кислота.

Назовите полученные вещества. В какой из реакций получился жир?

3. Составьте уравнения реакций:

а) пропиловый эфир уксусной кислоты + вода;

б) уксуснопропиловый эфир + NaOH.

Какая из этих реакций необратима?

4. Составьте уравнения реакций:

а) триолеин + вода;

б) трипальмитин + KOH.

Какой из предложенных жиров жидкий? В какой из реакций получилось мыло?

5. Какой качественной реакцией можно доказать, что при гидролизе любого жира образуется глицерин?

6. Опишите свойства любого жира, указав:

- класс соединений;
- состав и строение молекулы;
- агрегатное состояние (пояснить!);
- химические свойства (гидрирование, кислотный и щелочной гидролиз);
- значение.

7. Сколько граммов эфира можно получить при взаимодействии **30** г уксусной кислоты и **30** г этанола с выходом **30%**?

8. Сколько граммов **40%**-ного раствора KOH требуется для омыления (гидролиза) **3** моль тристеарина?

9. Какой объём водорода потребуется для гидрирования **0,2** моль триолеина? Где применяется полученный продукт?

Задания ЕГЭ

10. Этиловый эфир муравьиной кислоты и метилацетат являются

1) гомологами; 2) геометрическими изомерами;

3) структурными изомерами; 4) одним и тем же веществом.

11. Глицерид стеариновой кислоты относится к классу

1) белков; 2) жиров; 3) углеводов; 4) аминокислот.

12. Установите молекулярную формулу предельной карбоновой кислоты, метиловый эфир которой содержит 9,09% водорода.

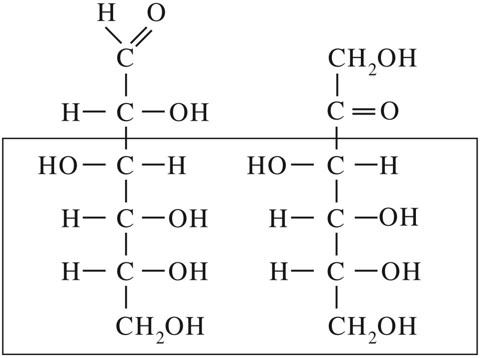
Глава 26. | УГЛЕВОДЫ

К *углеводам* относятся природные кислородсодержащие соединения, обычно имеющие состав

$$C_n(H_2O)_m$$

Отсюда название: углеводы*.

*Простейшие углеводы, которые не подвергаются гидролизу**, называются моносахаридами*. Важнейшими моносахаридами являются:



D-глюкоза D-фруктоза

Задание 26.1. Определите молекулярную формулу этих углеводов. Являются ли они изомерами?

Обратите внимание, что эти изомеры отличаются друг от друга как альдегид и кетон, т. е. положением *карбонильной* группы **C=O**. Существуют углеводы, которые отличаются друг от друга положением в пространстве **OH**-группы (*справа* или *слева* от углеродной цепи). У **D**-глюкозы есть изомер (**L**-глюкоза), который отличается от неё как правая и левая рука, как предмет и его изображение в зеркале. Поэтому этот вид изомерии называется *зеркальной*, или *оптической изомерией*.

Вопрос. Что такое изомеры? Отличаются ли они по свойствам?

D- и **L**-углеводы отличаются по биологическим свойствам: **D-**углеводы усваиваются организмом, а **L-**углеводы нет. Усва-

---

* Существуют углеводы, не соответствующие этой формуле, и наоборот. Например, уксусная кислота (НЕ углевод!) — имеет состав $C_2(H_2O)_2$.

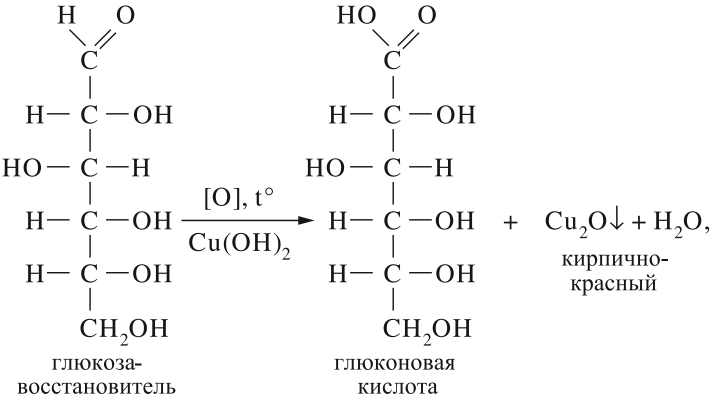
** То есть не разлагаются водой.

иваемые углеводы обеспечивают нас энергией. При окислении углеводов выделяется около 4 ккал/г энергии.

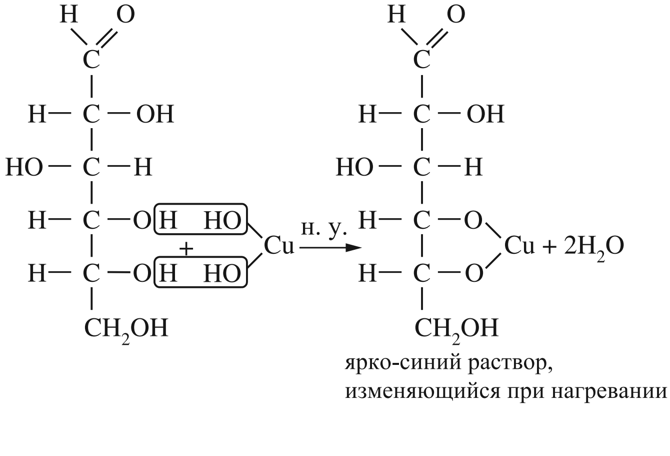
Вопросы. 1. Какие функциональные группы входят в состав молекулы глюкозы?

2. Можно ли, используя только *одно* вещество, доказать, что в состав глюкозы входит альдегидная группа и *много* спиртовых (гидроксо) групп?

Графическая формула показывает, что в состав молекулы глюкозы входит альдегидная и несколько гидроксильных групп. Поэтому глюкоза может проявлять свойства как альдегидов:



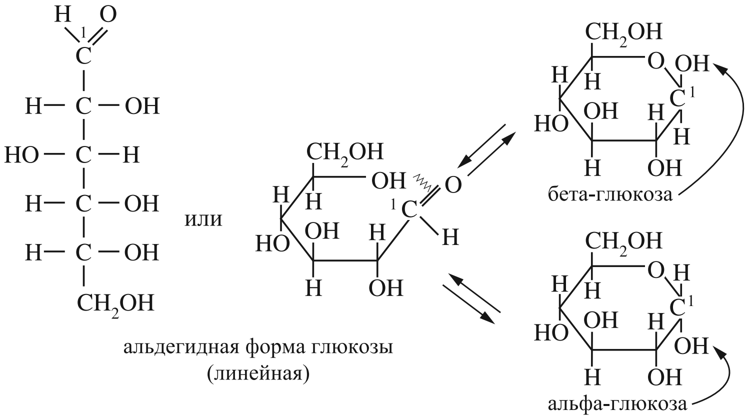
так и многоатомных спиртов:



Кроме того, глюкоза даёт реакции *брожения*. Эти реакции происходят под действием микроорганизмов, дрожжей в живых организмах, пищевых продуктах. Примером является спиртовое брожение.

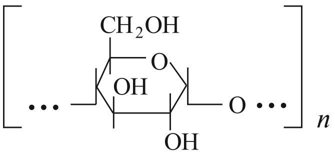
$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH + CO_2$$

В растворах глюкоза переходит в циклическое состояние, так как её длинная молекула изгибается и возможны реакции внутри этой молекулы:



α-Глюкоза и β-глюкоза отличаются друг от друга поворотом одного-единственного гидроксила, который находится у первого атома углерода. Эти изомеры почти не отличаются друг от друга по *химическим* свойствам, но их полимеры (целлюлоза и крахмал) сильно отличаются друг от друга по всем параметрам.

Крахмал — это природный полимер, построенный из остатков молекул α-глюкозы:



Крахмал является составной частью муки, картофеля и других продуктов, хорошо усваивается организмом. В день мы съедаем до 300–400 г крахмала, который затем, в ходе гидролиза, превращается в глюкозу. А она, окисляясь, снабжает нас энергией.

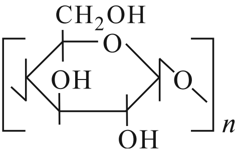
Целлюлоза — составная часть ваты, льна, древесины и других растений. Она не растворяется в воде и организмом

не усваивается. Всем известно, что крахмал и вата (почти чистая целлюлоза) сильно отличаются друг от друга и по внешнему виду, и по свойствам:

- крахмал — порошок, а вата имеет волокнистое строение;
- крахмал не горит, а вата легко воспламеняется;
- крахмал — основа питательных веществ, а вата — целлюлоза — не усваивается организмом.

Вопрос. Почему так сильно различаются свойства этих веществ?

Свойства этих веществ различны потому, что различно строение их молекул. Строение молекулы *целлюлозы* можно показать следующей формулой:



Вопрос. Чем различается химическое строение этих веществ?

Различие заключается в том, что крахмал образован из остатков α-глюкозы, а целлюлоза — из остатков β-глюкозы. И всё.

Но есть и определённое сходство между этими непохожими веществами. Крахмал и целлюлоза — природные *поли*меры (*полисахариды*).

Вопрос. Почему они так называются?

В состав одной молекулы полисахарида входят тысячи и десятки тысяч остатков глюкозы. Поэтому при *гидролизе* и крахмала, и целлюлозы образуются тысячи и десятки тысяч молекул глюкозы.

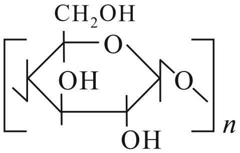
$$\underset{\text{крахмал или целлюлоза}}{(C_6H_{10}O_5)_n} + H_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$$

Эта реакция происходит всякий раз, когда вы съели блинчик, кашу или картошку (в состав этих пищевых продуктов входит крахмал). А полученная при этом глюкоза является важнейшим источником энергии для нашего организма и, в частности, мозга. Крахмал в пищевых продуктах можно

обнаружить при помощи иода: появляется синее окрашивание. *Это качественная реакция на крахмал.*

При помощи этой же реакции из несъедобного вещества (опилок) можно получить съедобный продукт (глюкозу).

Поскольку целлюлоза, в отличие от крахмала, имеет ярко выраженное волокнистое строение, она служит основой для производства искусственных волокон. При составлении уравнений реакций таких превращений следует понимать, что формулу целлюлозы можно записывать по-разному:

$(C_6H_{10}O_5)_n$, или  , или $[C_6H_7O_2(OH)_3]_n$

(1) (2) (3)

При обработке целлюлозы уксусной или азотной кислотами образуются сложные эфиры — искусственные полимеры:

$$[C_6H_7O_2(OH)_3]_n + 3n\,CH_3COOH \longrightarrow [C_6H_7O_2(OCOCH_3)_3]_n + 3n\,H_2O$$

триацетатцеллюлоза

Этот полимер используется для получения ацетатного шёлка, негорючей киноплёнки.

Задание 26.2. Составьте аналогичное уравнение реакции целлюлозы с азотной кислотой (при затруднении см. гл. 22.6).

Полученный полимер

$$(C_6H_7O_2(O{-}NO_2)_3)_n$$

называется *тринитрат целлюлозы* (нитроклетчатка) и входит в состав взрывчатого вещества пироксилина (бездымный порох). Из этого полимера делают клей, лаки, медицинский клей, горючую киноплёнку (число групп **—O—NO₂** в этих веществах может быть различным).

Углеводы составляют существенную часть нашей пищи. Так, главное сладкое вещество — *сахар* — представляет собой практически чистый углевод *сахарозу*. Её состав $\mathbf{C_{12}H_{22}O_{11}}$. Это **ди**сахарид, при гидролизе которого образуется глюкоза и фруктоза:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow \underset{\text{глюкоза}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{фруктоза}}{C_6H_{12}O_6}$$

Полученная глюкоза даёт энергию сразу, как попадает в кровь. В свободном виде глюкоза содержится в винограде и других ягодах. В целом углеводы составляют до 50 % нашего пищевого рациона.

ВЫВОДЫ по главе 26

Углеводы — это природные вещества состава $\mathbf{C_n(H_2O)_m}$: глюкоза $\mathbf{C_6H_{12}O_6}$, сахароза $\mathbf{C_{12}H_{22}O_{11}}$, крахмал и целлюлоза $\mathbf{(C_6H_{10}O_5)_n}$. Они синтезируются в растениях в ходе фотосинтеза, входят в состав многих пищевых продуктов (овощи, фрукты, молоко, хлеб, каша, картошка) и являются основным источником энергии для нашего организма. Сладкие и растворимые углеводы называются **сахар**ами. Например, глюкоза — виноградный сахар, сахар крови. Сахароза — сахар, который мы употребляем в пищу.

Вопросы, задачи и упражнения к главе 26

1. Какой состав имеют углеводы? На какие группы их можно разделить?

2. Напишите молекулярную формулу:

а) моносахарида; б) дисахарида; в) полисахарида.

Дайте примеры названий этих веществ.

3. Составьте для глюкозы уравнения реакций, в результате которых:

- появляется *ярко-синий* цвет раствора при реакции с $Cu(OH)_2$;
- появляется *оранжевый осадок* при нагревании с $Cu(OH)_2$.

4. Укажите сходство и различие между крахмалом и целлюлозой. Объясните причину различия.

5. К какому классу соединений можно отнести ацетатный шёлк? пироксилин? Составьте уравнения реакций их получения.

6. Осуществить превращение: целлюлоза → глюкоза → этанол → этилен → полиэтилен.

7. Опишите строение молекулы и свойства глюкозы, указав:

- её состав;
- какие функциональные группы входят в состав её молекулы;
- какие качественные реакции могут подтвердить её строение (составить уравнения этих реакций);
- уравнение реакции брожения;
- значение глюкозы.

8. Опишите строение молекулы и свойства крахмала, указав:

- состав;
- строение элементарного звена;
- растворимость в воде;
- усваиваемость;
- уравнение реакции гидролиза;
- уравнения реакций с уксусной и азотной кислотами (там, где они имеют практическое значение).

9. Опишите по такому же плану строение молекулы и свойства целлюлозы.

10. Рассчитать объём газа, который должен выделиться при брожении **160** г **20%**-ного раствора глюкозы (брожение прошло полностью).

Задания ЕГЭ

11. Все углеводы:

1) сладкие на вкус; 2) растворяются в воде;

3) являются электролитами; 4) твёрдые вещества.

Дисахаридом является:

1) фруктоза; 2) крахмал; 3) сахароза; 4) глюкозы.

12. Растворы сахарозы и глюкозы можно различить с помощью

1) $NaOH$; 2) $Cu(OH)_2$; 3) H_2SO_4; 4) $BaCl_2$.

13. Этанол образуется при спиртовом брожении

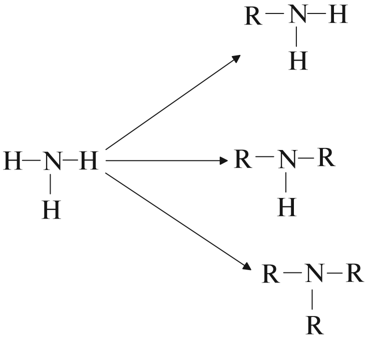
1) целлюлозы; 2) крахмала; 3) сорбита; 4) глюкоза.

Глава 27. АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Как видно из названия, азотсодержащие соединения содержат хотя бы один атом азота в молекуле. К таким соединениям относятся, в частности, *амины*, *аминокислоты* и *белки*.

27.1. Амины

Амины — это производные аммиака, в молекуле которого один или более атомов водорода замещены на радикал:



Первичный амин

Вторичный амин

Третичный амин

Группа $-\mathbf{NH_2}$, которая входит в состав *первичных* аминов, называется «аминогруппа». К первичным аминам относятся:

$\mathbf{CH_3NH_2}$ метиламин;

$\mathbf{C_6H_5NH_2}$ анилин (фениламин).

Амины с небольшим числом атомов углерода в молекуле очень похожи на *аммиак*. Поэтому, описывая свойства аминов, полезно вспоминать аналогичные свойства аммиака (см. гл. 14.2) Так, *метиламин*, как и аммиак — ядовитый газ с резким запахом, хорошо растворимый в воде.

Вопрос. Какую реакцию среды имеет раствор аммиака в воде?

Сравним взаимодействие аммиака с водой и амина с водой:

$$NH_3 + H{-}OH \rightleftarrows NH_4^+ + OH^- \qquad pH = ?$$
$$CH_3NH_2 + H{-}OH \rightleftarrows CH_3NH_3^+ + OH^- \qquad pH = ?$$

Вопрос. Какие свойства: *основные* или *кислотные* — проявляют растворы аммиака и аминов?

Совет. Составляя уравнения реакций первичного амина с водой (см. выше) или с кислотами (см. ниже), нужно прибегать к работе по аналогии. Посмотрите, чем отличается молекула первичного амина от молекулы аммиака? Одним радикалом. Поэтому замените и в молекуле амина, и в продуктах реакции один атом водорода в аммиаке на радикал. И всё получится. Так же поступайте и с более сложными аминами.

Поскольку амины, как и аммиак, проявляют свойства *оснований*, — они реагируют с кислотами:

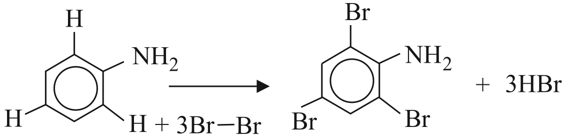
$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$ хлорид аммония;

$CH_3NH_2 + HCl \rightarrow CH_3NH_3Cl$ хлорид метиламмония.

Отметьте, как изменился состав аминогруппы.

Обратите внимание: в этих реакциях атом водорода кислоты добавляется к NH_2-группе.

Амины могут вступать в реакцию и за счёт углеводородного радикала. Так, анилин вступает в реакцию замещения с бромом (аналогично реакции фенола или толуола с бромом):



Анилин необходим для синтеза многих красителей. Поэтому его в больших количествах получают восстановлением нитробензола при помощи *реакции Зинина**:

$$C_6H_5NO_2 \xrightarrow{[H]} C_6H_5NH_2$$

---

* **Зинин** Николай Николаевич (25.08.1812–18.02.1880) — русский химик-органик, открыл (1842) реакцию восстановления ароматических нитросоединений, получив таким способом анилин (1842). В числе его учеников были А. М. Бутлеров, Н. Н. Бекетов и А. П. Бородин (по совместительству композитор).

Водород, необходимый для восстановления, получают при помощи реакции металла с кислотой:

$$Me + H^+ \rightarrow Me^{x+} + H_2$$

27.2. Аминокислоты

Как видно из названия, молекулы аминокислот содержат две функциональные группы:

$$NH_2–R–COOH$$

аминогруппа (→ NH_2) карбоксильная группа (→ $COOH$)

Простейшей аминокислотой является *глицин*:

$NH_2–CH_2–COOH$ аминоуксусная кислота (глицин).

Функциональные группы аминокислот могут находиться на разном «расстоянии» друг от друга. Так, в ω-аминокапроновой кислот они находятся на противоположных концах молекулы:

$$\overset{\omega}{NH_2–CH_2}–CH_2–CH_2–CH_2–\overset{\alpha}{CH_2}–COOH$$

Эта кислота и её производные используются для получения синтетического волокна «капрон» (см. гл. 28). Гораздо большее значение имеют α-*аминокислоты*, в молекулах которых функциональные группы разделены одним атомом углерода:

$NH_2–\overset{\alpha}{CH_2}–COOH$ глицин;

$NH_2–\overset{\alpha}{CH}(CH_3)–COOH$ аланин (α-аминопропионовая кислота).

Эти α-*аминокислоты входят в состав белков*. Всего в состав белков входит постоянно 20 аминокислот. Все они имеют особые названия, и все они α-аминокислоты.

Аминокислоты — это кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.

Вопрос. Какую реакцию среды имеет такой раствор?

Аминокислоты диссоциируют в растворе:

$$NH_2–CH_2–COOH \rightleftarrows NH_2–CH_2–COO^- + H^+$$

Ион водорода $\mathbf{H^+}$ тут же вступает в реакцию с анионом:

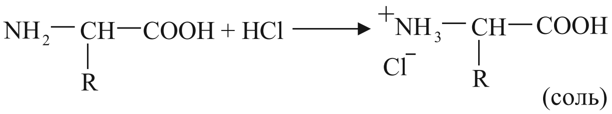
$$NH_2–CH_2–COO^- + H^+ \rightleftarrows NH_3^+–CH_2–COO^-$$

В результате в растворе нет избытка ни ионов водорода, ни ионов гидроксила, т. е. среда *нейтральная* (pH = 7).

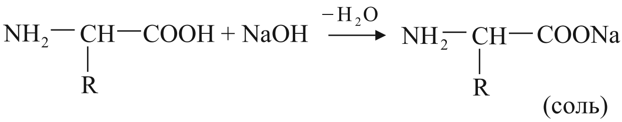
Вопрос. Какие свойства проявляет аминогруппа? карбоксильная группа?

Вопрос. Будет ли аминокислота реагировать с кислотой? с основанием?

Поскольку в состав аминокислоты входит *осно́вная* группа $\mathbf{–NH_2}$ и *кислотная* **–COOH**, аминокислоты могут реагировать и с кислотами:



и с основаниями:



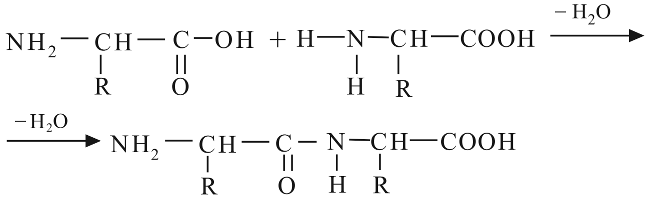
Вопрос. Как называются вещества, реагирующие и с кислотами и с основаниями, если в результате образуется соль?

Таким образом, аминокислоты — *амфотерные* соединения, именно поэтому они могут реагировать друг с другом.

Вопрос. Какие вещества получаются при взаимодействии кислоты и основания?

В результате этой реакции отщепляется молекула воды. Для того чтобы составить уравнение такой реакции, записывайте

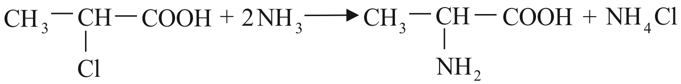
формулы аминокислот так, чтобы COOH-группа одной молекулы находилась рядом с NH_2-группой другой молекулы:



дипептиды

В эту реакцию может вступать и большее число молекул аминокислот. В результате образуется *полипептид — основа любого белка*.

Аминокислоты в живых организмах образуются при гидролизе белков или синтетическим путем из других соединений, например, их можно получить из галогенпроизводных кислот:

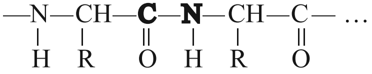


Задание 27.1. Назовите полученную аминокислоту.

27.3. Белки

Белки — это природные полимеры (*высокомолекулярные вещества*), состоящие из остатков α-аминокислот.

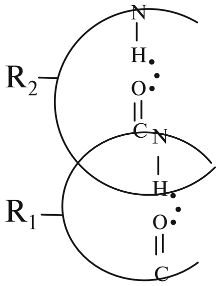
Эти остатки соединены в длинную цепь за счёт пептидных связей:



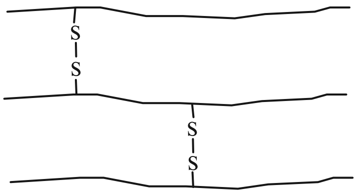
Атомы **C–N** образуют пептидную связь, которая соединяет остатки аминокислот в молекулах *всех* белков.

Эта полипептидная цепь определяет *первичную* структуру белка. *Любое* изменение первичной структуры белка влечёт за собой изменение *всех* свойств белка, так как формируется уже *другой белок*.

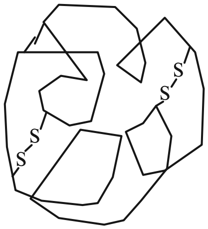
Длинная полипептидная цепь скручивается за счёт водородных связей в спираль:



Формируется *вторичная структура* белка. Внутри этих спиралей за счёт радикалов происходят сложнейшие химические реакции. В результате молекулы белка изменяют свою форму, образуя нити (фибриллы) или «шарики» (глобулы):

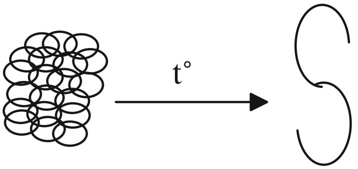


fibrille — нить;
фибриллярный белок



qlobula — шар;
глобулярный белок

Любой белок имеет столь сложную структуру, что всякое изменение её становится необратимым (белок не может «вспомнить» свою прежнюю структуру и восстановить её). Такие необратимые изменения происходят при нагревании свыше 40...60 °С, под действием кислот, щелочей, солей тяжёлых металлов, радиации и т. д. В результате этих и некоторых других воздействий происходит *денатурация* белка. При этом белок теряет свои природные *(натуральные*) свойства, так как изменилась *вторичная и третичная* структуры его:



Денатурация белка является причиной гибели микроорганизмов при *стерилизации* медицинских инструментов,

консервов. Она же является причиной тяжёлых отравлений солями меди, ртути, свинца и другими ядами. Денатурация происходит и при варке мяса, яиц.

Более глубокие изменения, затрагивающие первичную структуру белка (полипептидную цепь) происходят при гидролизе белка: белок + H_2O → смесь аминокислот.

Белок входит в состав всех живых организмов и, значит, в состав многих пищевых продуктов: мясо, молоко, яйца, хлеб, картофель и т. д.

Обнаружить белок в *растворе* можно при помощи *биуретовой* реакции: раствор белка + $CuSO_4$ + $NaOH$ → фиолетовая окраска.

Большинство белков дают и *ксантопротеиовую* реакцию: так, если при неосторожном обращении с концентрированной *азотной кислотой*, капля её попадёт на кожу — появится несмываемое жёлтое пятно.

Биуретовая и ксантопротеиновая реакции — качественные реакции на белки.

Кроме того, реактивом на белок являются растворимые соли свинца, которые в щелочной среде образуют чёрный осадок.

И наконец, признаком присутствия белка в каком-либо материале может служить также появление характерного запаха при *сжигании* — запах палёного волоса, рога. Этот запах появляется, если поджечь волос, шерстяную нитку или кусочек натурального меха.

Значение белков огромно: из них состоят все клетки нашего организма, они помогают нам дышать, обеспечивают организм энергией, защищают от вредных воздействий окружающей среды иммунитет, «запоминают» и воспроизводят наследственную информацию. Ни одна биохимическая реакция невозможна без ферментов, а любой фермент имеет белковую основу. Лучше всего значение белков подчеркнул Ф. Энгельс: «Жизнь — есть способ существования белковых тел».

ВЫВОДЫ по главе 27

Белки — это природные высокомолекулярные соединения, состоящие из остатков α-аминокислот. Аминокислоты содержат две функциональные группы, противоположные

по свойствам, поэтому они могут реагировать друг с другом, образуя полипептиды. Аминокислоты образуются при гидролизе белков пищи (мясо, молоко, яйца, рыба), а затем из них образуются белки нашего организма (белки входят в состав всех органов и тканей нашего организма).

Вопросы, задачи и упражнения к главе 27

1. На какое неорганическое вещество похожи по свойствам амины? Почему?

2. Составьте уравнения реакций:

а) аммиак + соляная кислота;

б) этиламин + соляная кислота;

в) анилин + соляная кислота.

За счёт какой функциональной группы происходят эти реакции?

3. На какие органические вещества похож по свойствам анилин?

4. Составьте уравнения реакций:

а) бензол + бром $\xrightarrow{\text{кат.}}$

б) фенол + бром $\rightarrow$

в) толуол + бром $\xrightarrow{\text{кат.}}$

г) анилин + бром $\rightarrow$

5. Какие функциональные группы входят в состав аминокислот?

6. Докажите амфотерные свойства аминокислот, составив необходимые уравнения реакций:

а) аланин + $HCl \rightarrow$

б) аланин + $KOH \rightarrow$

Подчеркивайте функциональную группу, за счёт которой идёт реакция.

7. За счёт каких функциональных групп происходит образование дипептида? Составьте уравнение реакции: глицин + аланин $\rightarrow$

8. При помощи кусочка мягкой проволоки попробуйте смоделировать первичную, вторичную, третичную структуры белка. Какие из них разрушаются:

а) при денатурации?

б) при гидролизе?

9. Под действием каких факторов происходит денатурация белка? Укажите случаи, когда денатурация приносит пользу человеку и когда её последствия вредны или опасны.

10. Как при помощи сульфата меди (II) и гидроксида натрия различить растворы белка, глицерина, глюкозы, альдегида, уксусной кислоты. Укажите ожидаемые эффекты реакций. Составьте (где это возможно) уравнения реакций.

11. Осуществить превращения:

а) метан → ацетилен → бензол → нитробензол → анилин → сульфат анилина;

б) этанол → этилен → ацетилен → альдегид → кислота $\xrightarrow{+Cl_2}$ $\xrightarrow{+NH_3}$ А → Б → дипептид.

12. Определить строение сложного эфира предельной α-аминоуксусной кислоты, если известно, что он содержит 15,73 % азота.

13. Имеется смесь четырёх изомеров, каждый из которых реагирует с HCl и содержит в молекуле **23,7 %** азота. Определить строение этих соединений и массу исходной смеси, если известно, что вещества предельные, а при сгорании смеси образуется **4,48** л азота.

14. На реакцию с **50** мл раствора анилина пошло **4,2** г брома. Рассчитать массовую долю анилина в исходном растворе (плотность раствора равна единице).

Задания ЕГЭ

15. Число изомеров, содержащих бензольное кольцо, состава C_7H_9N равно

1) 2; 2) 3; 3) 4; 4) 5.

16. Реакция среды в растворах аминов

1) нейтральная; 2) кислая; 3) щелочная; 4) любая.

17. Реактивом на белок **не является**

1) $CuSO_4$ + NaOH (изб); 2) $Pb(NO_3)_2$ + NaOH (изб);

3) HNO_3 (конц); 4) $FeCl_3$ (р-р).

Глава 28. | ПОНЯТИЕ О ПОЛИМЕРАХ

Полимеры (высокомолекулярные соединения, или **ВМС**) — это вещества, длинные молекулы которых состоят из большого числа повторяющихся звеньев:

$$(-X-)_n,$$

где X — элементарное звено полимера, а n — степень полимеризации.

Вопрос. О каких полимерах уже шла речь в данном пособии?

Некоторые полимеры синтезировала сама природа. Они составляют основу окружающего нас мира живых существ. Клетчатка (целлюлоза) составляет основу клеток всех растений, крахмал запасают те же растения в качестве источника энергии. Без белковых молекул вообще невозможна сама жизнь. Кроме этих важнейших полимеров в природе встречаются и другие «длинные» молекулы: каучук, пектин, гликоген и др. Всё это — природные (*натуральные*) полимеры.

Вопрос. Что вы знаете о составе, строении, свойствах некоторых природных полимеров?

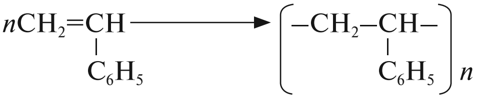
Если природный полимер подвергнуть химической обработке, то можно получить *искусственный* полимер. Чаще всего исходным природным полимером служит целлюлоза. Смысл химической обработки заключается в том, чтобы очистить целлюлозу от примесей и перевести её в растворимое состояние. Однако целлюлоза не растворяется ни в воде, ни в ацетоне. Но *диацетат целлюлозы* хорошо растворим в ацетоне. Если полученный раствор пропустить через тончайшие отверстия (фильеры) в шахту с горячим воздухом, то ацетон испаряется и получаются нити — *ацетатный шёлк*. Если тот же раствор пропускать через щель, получается плёнка (например, киноплёнка). В этом случае составы исходного и конечного полимеров отличаются друг от друга:

Вопрос. Как называются эти полимеры? Где они применяются?

Если целлюлозу растворять при помощи сероуглерода, то из полученного раствора вискозы выделится полимер того же состава, что и исходный, только полимерные цепи будут у него короче. Так получают нити — вискозный шёлк — и прозрачную, хрустящую, блестящую плёнку *целлофан*.

Вопрос. Как при помощи ацетона различить ацетатный и вискозный шёлк?

В настоящее время наибольшее распространение получили *синтетические* полимеры, которые синтезируются из алкенов, спиртов, кислот и других веществ. В этом случае исходные вещества не являются полимерами! Основными способами получения синтетических полимеров являются реакции *полимеризации*:

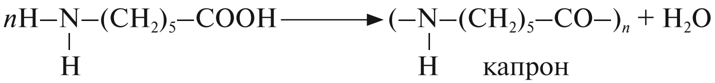


стирол полистирол

В таких реакциях НЕТ побочных продуктов!

Задание 28.1. Составьте уравнения реакций полимеризации этилена, хлорвинила (при затруднении см. гл. 19.3.2 и 20.3.2). Назовите полученные полимеры.

Вторым способом получения синтетических полимеров является реакция поликонденсации. В таких реакциях выделяются побочные продукты: NH_3, H_2O и др.



При помощи реакций полимеризации и поликонденсации можно получить самые разнообразные по внешнему виду и свойствам полимеры. Изменяя состав и строение исходных мономеров, можно получать полимеры с заранее заданными свойствами.

Задание 28.2. Найдите образцы ваты, крахмала, целлофана, полиэтилена. Сравните их внешний вид, попробуйте ответить на вопрос: почему так различаются свойства этих веществ? К какому типу полимеров — природный, искусственный, синтетический — относится каждый из этих полимеров?

Задания ЕГЭ

1. Природным полимером является:

1) полиэтилен; 2) полихлорвинил;
3) крахмал; 4) целлофан.

2. Каучук образуется при полимеризации:

1) этилена; 2) стирола; 3) изопрена; 4) бутилена.

Часть 4.
РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ

Задачи по химии являются превосходной «гимнастикой» для ума, поскольку позволяют ученику развивать логическое мышление, составлять и реализовывать план решения задачи, а параллельно повторять те или иные разделы химической науки. Все задачи, которые предлагаются для решения, можно разделить на две группы:

- задачи, которые решаются по стандартной формуле;
- задачи, которые решаются по уравнению реакции.

Многие задачи содержат и то и другое. Поэтому сначала нужно изучить главы 29, 30, 31, а затем переходить к решению более сложных заданий.

В начале каждой главы рассматривается, КАК решать задачи, и рассматривается подробно ход решения её и образец **оформления решения**. Такие задачи обозначены как Задача 1, далее идёт сквозная нумерация их: всего задач **35**.

В конце каждой главы даны *задачи для самостоятельного решения*, для них также предусмотрена сквозная нумерация: всего задач **97**. Почти все эти задачи «распределены» по главам Самоучителя так, чтобы, изучая какую-либо тему, вы могли бы закрепить материал, решая задачи и выполняя упражнения. В случае затруднений найдите эту задачу среди *задач для самостоятельного решения*, а потом посмотрите, как решаются такие задачи.

Рассмотрим сначала *основные расчётные понятия*.

Глава 29. ОСНОВНЫЕ РАСЧЁТНЫЕ ПОНЯТИЯ

Как известно, количества реагирующих простых и сложных веществ и смесей обычно измеряют в граммах, литрах, миллилитрах. Данные в этих случаях записывают так:

m (NaC1) = 5 г;

V (раствора) = 10 мл;

V (CO_2) = 50 л и т. д.

Однако при расчётах по уравнениям реакций этих расчётных понятий оказывается недостаточно. Дело в том, что в каждой химической реакции участвуют определённые частицы (атомы, молекулы, ионы), масса которых, естественно, различна. И поэтому даже для простейших химических реакций типа:

$$C + O_2 = CO_2$$

нельзя утверждать, что 1 г углерода полностью прореагирует с 1 г кислорода. Посмотрите в таблицу Менделеева: атомные массы этих химических элементов разные! Каким же образом выполняется расчёт по химическим уравнениям?

Поскольку в химических реакциях участвуют частицы (молекулы, атомы, ионы), то *основным расчётным понятием является* моль — величина, при помощи которой можно определить *число частиц*.

1 моль *любого* вещества содержит $6 \cdot 10^{23}$ частиц (молекул, атомов, ионов).

Например:

1моль А1 содержит $6 \cdot 10^{23}$ *атомов* алюминия;

1 моль НС1 содержит $6 \cdot 10^{23}$ *молекул* хлороводорода.

Число молей (ν) реагирующих веществ определяют *по коэффициентам* в уравнении химической реакции:

4A1	+	**3**O_2	=	**2**Al_2O_3
4		**3**		**2**
атома		молекулы		молекулы
4 моль		**3** моль		**2** моль

Задание 29.1. Расставьте коэффициенты и подпишите под химическими формулами число молей реагирующих веществ:

$NaOH + H_3PO_4 \rightarrow$

$Al + HCl \rightarrow$

$P + O_2 \rightarrow$

Каким образом можно определить массу или объём реагирующих веществ, зная их количества (в молях)?

Для определения *массы* используют величину «молярная масса»:

$$M = \frac{m}{\nu},$$

где M — молярная масса, г/моль; m — масса, г; ν — количество вещества, моль*.

Молярная масса равна массе вещества количеством 1 моль.

То есть молярная масса это масса *всех* $6 \cdot 10^{23}$ молекул (атомов, ионов). Молярная масса (M) совпадает по величине с относительной атомной (A_r) или молекулярной (M_r) массой вещества, которые легко определяются по таблице Менделеева.

Так, *относительная атомная масса* (A_r) химического элемента указана в таблице Менделеева:

$$A_r(\text{Na}) = 22{,}990 \approx 23$$

Это *безразмерная* величина.

Задание 29.2. Определите по таблице Менделеева:

$$A_r(\text{Cl}),\ A_r(\text{Mg}),\ A_r(\text{Pb}).$$

Относительная молекулярная масса (M_r) вещества равна *сумме* относительных атомных масс атомов всех элементов, входящих в состав этого вещества. При подсчёте значения относительных атомных масс их рекомендуется округлять (обычно до целых чисел):

$M_r(Cl_2) = 2 \cdot A_r(\text{Cl}) = 2 \cdot 35{,}5 = 71$

$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$

Это *безразмерные* величины.

Задание 29.3. Рассчитайте относительные молекулярные массы веществ:

* ν — греческая буква «ню», которую не следует путать с латинской *v*.

$$H_3PO_4, CuSO_4, NaOH, KCl.$$

Теперь несложно определить массы реагирующих веществ.

Задача 1. Определить массу железа количеством **0,5** моль.

Решение.

Из формулы $M = \frac{m}{\nu}$, находим:

$m = M \cdot \nu$

$M(Fe) = 56$ г/моль;

$\nu = 0,5$ моль

$m = 56$ г/моль $\cdot$ 0,5 моль = 28 г

Задача 2. Определить количество вещества $Cu(NO_3)_2$ массой **300** г.

Решение.

Из формулы $M = \frac{m}{\nu}$, находим:

$\nu = m : M$

$M\,[Cu(NO_3)_2] = 64 + 2 \cdot (14 + 3 \cdot 16) = 188$ (г/моль)

$\nu\,[Cu(NO_3)_2] = 300$ г : 188 г/моль = 1,6 моль

Задачи для самостоятельного решения

1. Определить массу:

а) алюминия, количеством **0,1** моль;

б) серной кислоты, количеством **1,5** моль;

в) сульфата алюминия, количеством **0,2** моль.

2. Определить количество вещества (моль):

а) магния, массой **4,8** г;

б) азотной кислоты, массой **126** г;

в) нитрата аммония, массой **40** г.

Глава 30. ЗАДАЧИ, РЕШАЕМЫЕ ПО СТАНДАРТНЫМ ФОРМУЛАМ

В ходе решения таких задач рекомендуется придерживаться алгоритма:

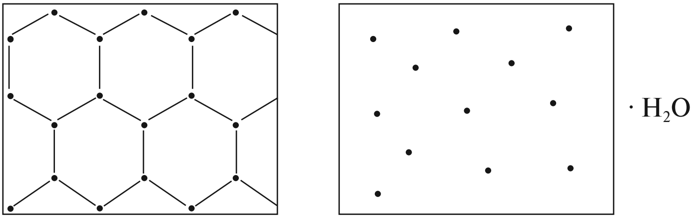
- внимательно прочитать условие задачи и выяснить, что у вас спрашивают;
- написать соответствующую формулу и проанализировать её;
- найти числовые значения требуемых величин, каждый раз записывая вначале формулу, а затем расчёт, учитывая *размерность* величин.

30.1. Задачи по теме «Газы»

Известно, что вещества при нормальных условиях (н. у.) могут находиться в трёх агрегатных состояниях: твёрдом, жидком, газообразном. В твёрдом и жидком состояниях между молекулами (атомами) вещества имеются довольно сильные взаимодействия, в результате чего частицы находятся на небольших расстояниях друг от друга (рис. 30).

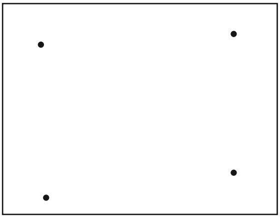
В газах расстояния между частицами очень велики, и силы взаимодействия ничтожны (рис. 31).

Поэтому **равные объёмы любых газов содержат одинаковое число молекул**. Это формулировка *закона АВОГАДРО*.



лёд вода (жидкость)

Рис. 30. Строение твёрдой и жидкой воды



пар (газ)

Поэтому V (любого газа) всегда >> V (жидкости), если их массы примерно равны и условия опыта одинаковы.

Рис. 31. Строение газообразного вещества

Следствием этого закона является:

1 моль любого газа при нормальных условиях (н. у.) занимает объём 22,4 литра.

Эта величина (22,4 л/моль) является **молярным объёмом** газа (V_M):

$$V_M = \frac{V}{\nu} = 22{,}4 \text{ л/моль}, \qquad (1)$$

где V_M — молярный объём газа, моль/л; V — объём газа, л; ν — количество вещества газа, моль.

Таким образом, зная массу газа, можно определить:

$$\nu\,(\text{газа}) = \frac{m\,(\text{газа})}{M\,(\text{газа})}.$$

Но для того же газа из формулы (1) имеем:

$$\nu\,(\text{газа}) = \frac{V\,(\text{газа})}{V_M\,(\text{газа})}.$$

Отсюда для *любого* газа выполняется соотношение:

$$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_M}.$$

Задача 3. Какую массу имеет кислород объёмом 7 л?

Дано:	
$V\,(O_2) = 7$ л	$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_M} \Rightarrow m = \frac{M \cdot V}{V_M}.$
$m\,(O_2) = ?$	$M\,(O_2) = 32$ г/моль.

$$m = \frac{32 \cdot 7}{22{,}4} = 10 \text{ г}.$$

Задача 4. Какой объём занимает азот массой **14** г?

Дано:	
$m(N_2) = 14$ г	$\dfrac{m}{M} = \dfrac{V}{V_M} \Rightarrow V = \dfrac{m \cdot V_M}{M}$.
$V(N_2) = ?$	$M(N_2) = 28$ г/моль.

$$V = \frac{14 \cdot 22{,}4}{28} = 11{,}2 \text{ г}.$$

Задача 5. Чему равна молярная масса газа, **1** л которого имеет массу **1,25** г?

Дано:	
$V(X) = 1$ л $m(X) = 1{,}25$ г	$\dfrac{m}{M} = \dfrac{V}{V_M} \Rightarrow M = \dfrac{m \cdot V_M}{V}$.
$M(X) = ?$	$M = \dfrac{1{,}25 \cdot 22{,}4}{1} = 28$ г/моль.

Ответ. Молярная масса неизвестного газа 28 г/моль.

Пользуясь этими формулами, можно рассчитать объём, массу, молярную массу газа, например:

$$M = \frac{m \cdot V_M}{V}.$$

Известно, что

$$\rho = \frac{m}{V}, \qquad (2)$$

где ρ — плотность газа (г/л), поэтому:

$$M(\text{газа}) = \rho \cdot V_M. \qquad (3)$$

ПОМНИТЕ! Эти формулы можно использовать лишь тогда, когда данные задачи (плотность газа, его объём) измерены при **н. у.: 273 К, 1 атм**.

Из формулы **M(газа)** = $\rho \cdot V_M$ вытекает понятие об *относительной плотности газов* (***D_x***). Эта величина, равная отношению плотностей двух газов:

$$D_2 = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1 \cdot V_M}{V_M \cdot M_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

где ρ_1 и M_1 — плотность и молярная масса одного газа, а ρ_2 и M_2 — плотность и молярная масса другого газа.

$$D_2 = \frac{M_1}{M_2}.$$

Относительная плотность газа показывает, во сколько раз данный газ тяжелее второго газа. Пользуясь этой формулой, можно легко определить молярную массу данного газа:

$$M_1 = D_2 \cdot M_2.$$

Выполняя такие расчёты, следует помнить, что:

- любая смесь газов, например воздух, именуется в задачах словом «газ»;
- средняя молярная масса воздуха, как показывают расчёты, **равна 29 г/моль**;
- по умолчанию, если не сказано иного, расчёты ведут для **н. у.: 273 К, 1 атм**.

Задача 6. Определить молярную массу газа, если:

а) плотность его равна 1,25 г/л;

б) плотность его *по кислороду* равна 0,75.

Решение.

а) $M = \rho \cdot V_M$

M = 1,25 г/л · 22,4 л/моль = **28** г/моль

б) $M = D_{O2} \cdot M(O_2)$, где D_{O2} — плотность газа *по кислороду*, т. е. $D_{O2} = 0{,}75$

$M(O_2)$ = 32 г/ моль

M(газа) = 0,75 · 32 = 24 г/моль

Состав смеси газов, как правило, измеряют в объёмных процентах φ (фи).

$\varphi = \dfrac{V_{газа}}{V_{смеси}}$, например, **состав воздуха**:

$\varphi(N_2) = 0{,}78$ $\quad \varphi(O_2) = 0{,}21$ $\quad \varphi(CO_2) = 0{,}03$.

Второе следствие, при помощи которого была экспериментально подтверждена гипотеза Авогадро (гипотеза стала законом уже после смерти автора!), заключается в следующем: объемы реагирующих газов относятся как их коэффициенты в соответствующем уравнении реакции.

Это следствие позволяет решать задачи «в уме», если известны объёмы реагирующих газов или количества вещества для них.

Задача 7. Какой объём кислорода потребуется для сжигания **6 л** пропана?

Из уравнения реакции:

$$C_3H_8 + 5O_2 = 3CO_2 + 4H_2O$$

видно, что молярное соотношение пропана и кислорода составляет 1 : 5. Таким образом, объём кислорода в **пять** раз больше объёма пропана.

Ответ. Требуется $5 \cdot 6 = 30$ л кислорода.

Задачи для самостоятельного решения

3. Определить массы газов:

а) хлороводорода, объёмом **56** л;

б) озона O_3, объёмом **14** л.

4. Определить объёмы газов:

а) хлороводорода, массой **72** г;

б) аммиака NH_3, массой **3,4** г.

5. Определить молярные массы газов, если:

а) 2 л газа имеет массу **2,86** г;

б) 10 г газа занимает объём **7,47** л.

6. Определить молярную массу газа, если:

а) плотность его равна **1,52** г/л;

б) плотность по кислороду равна **1,81**.

7. Какой объем занимает смесь, состоящая из **4 г** метана и **22 г** пропана?

8. Какой газ имеет большую массу: этан, объёмом **56** л или бутан, объёмом **44,8** л?

9. Существуют ли газообразные соединения серы легче воздуха?

10. Определите, не выполняя расчёт, какой из газов тяжелее воздуха: **He, Ar, CO_2, CH_4, N_2, O_2**.

30.2. Задачи по теме «Способы выражения концентрации растворов»

Для того чтобы определить массовую долю растворенного вещества, нужно воспользоваться формулой:

$$\omega\,(\text{вещества}) = \frac{m\,(\text{вещества})}{m\,(\text{раствора})}. \qquad (1)$$

Ответ может быть дан в *долях* (единицы): $\omega = 0{,}15$; или в *процентах*: $\omega\% = 15\,\%$.

Задача 8. В 200 г *воды* растворили 16 г сахара. Определить ω(сахара) в полученном растворе.

Решение. В данном случае масса *раствора* неизвестна. Но:

m(раствора) = *m*(воды) + *m*(сахара)

m(раствора) = 200 + 16 = 216 г

по формуле (1):

$$\omega\,(\text{сахара}) = \frac{16}{216} = 0{,}074\ (7{,}4\%).$$

Задача 9. В 300 мл раствора (ρ = 1,2 г/мл) содержится 72 г NaOH. Определить ω(NaOH) в этом растворе.

Решение. В этом случае масса раствора неизвестна, но известен объём. Найдём массу раствора:

m(раствора) = ρ · *V* = 1,2 · 300 = 360 (г);

$$\omega\,(\text{NaOH}) = \frac{m\,(\text{NaOH})}{m\,(\text{раствора})} = 72 : 360 = 0{,}2\ (20\%).$$

Задача 10. В 20 мл воды растворили 4,48 л хлороводорода. Определить ω(HCl) в соляной кислоте. Плотность раствора равна 1,14 г/мл.

Решение. При растворении хлороводорода в воде получена соляная кислота, её масса равна:

m(раствора) = *m*(HCl) + *m*(H_2O)

$m = \nu \cdot M$,

где ν — количество вещества, моль; *M* — молярная масса вещества, причём для газов

$$\nu(\text{газа}) = \frac{m(\text{газа})}{M(\text{газа})} = \frac{V(\text{газа})}{V_M(\text{газа})},$$

откуда

$$m(\text{HCl}) = \frac{V(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl})}{V_M}$$

m(HCl) = 4,48 · 36,5 : 22,4 = 7,3 г (HCl это — **газ**!)

m(H_2O) = ρ · *V*,

где ρ — плотность воды (1 г/мл); *V* — объём воды, мл

m(H_2O) = 1 г/мл · 20 мл = 20 г (вода — **жидкость**!)

m(раствора) = 7,3 + 20 = 27,3 г

$$\omega(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m(\text{раствора})} = 7{,}3 : 27{,}3 = 0{,}267\ (26{,}7\,\%)$$

Обратите внимание: в 20 **мл** воды растворили 4,48 **л** газа, но суммарный объём отнюдь не равен (4,48 + 0,02), т. е. 4,5 литра! Суммарный объём этого раствора равен:

V(раствора) = *m*(раствора) : ρ(раствора)

V(раствора) = 27,3 г : 1,14 = **23,9 мл**,

т. е. при растворении более 4 **литров** газа объём жидкого раствора увеличился менее чем на 4 **миллилитра**!

Выводы. 1. Объёмы жидкостей и объёмы растворяемых газов суммировать нельзя.

2. При растворении в жидкости газы сжимаются более чем в 1000 раз.

3. Объёмы жидкостей и газов рассчитывают (исходя из значения массы) по-разному:

$$V(\text{газа}) = \frac{m \cdot V_M}{M} (\text{л}) \qquad V(\text{жидкости}) = m/\rho \ (\text{мл})$$

где *m* — масса, г; *M* — молярная масса, г/моль; *V* — объём (жидкости в мл, газа — в л); ρ — плотность жидкости, г/мл.

Пользуясь формулой **(1)** нетрудно рассчитать и массу раствора, и массу растворённого вещества. Но при этом следует учитывать, что обычно в задачах говорится (упоминается) о «5%-ном растворе», «16%-ном растворе» и т. д., т. е. массовая доля вещества выражена в процентах. В этом случае легко видеть, что:

- в 5%-ном растворе ω(вещества) = 0,05;
- в 16%-ном растворе ω(вещества)= 0,16 и т. д.

Зная массовую долю вещества в растворе, можно определить:

$$m(\text{вещества}) = \omega(\text{вещества}) \cdot m(\text{раствора}) \qquad (2)$$

$$m(\text{раствора}) = \frac{m(\text{в-ва})}{\omega(\text{в-ва})} \qquad (3)$$

Задача 11. Сколько граммов соли и воды нужно взять для приготовления 350 мл (ρ = 1,1 г/мл) 12%-ного раствора?

Решение. Из формулы **(1)** получаем формулу **(2)**:

m(вещества) = ω(в-ва) · *m*(р-ра)

ω(вещества) = 12%, т. е. 0,12

m(раствора) = ρ · *V* = 1,1 · 350 = 385 (г),

где ρ — плотность раствора (1,1 г/мл); *V* — объём раствора (350 мл),

тогда

m(вещества) = 0,12 · 385 = **46,2** (г)

m(воды) = m(раствора) – m(вещества) = 385 – 46,2 = **338,8** (г)

Задача 12. Сколько граммов 8 %-ного раствора можно приготовить, имея 64 г NaCl?

Решение. Из формулы (**3**):

$$m\text{ (раствора)} = \frac{m\text{ (вещества)}}{\omega\text{ (вещества)}}$$

ω(вещества) = 8 %, т. е. 0,08

$$m\text{(раствора)} = \frac{64}{0{,}08} = 800\text{ г}$$

Такие задачи можно решать, составляя пропорции. При этом следует знать, что массовая доля (в %) вещества показывает, сколько граммов вещества содержится (растворено) в 100 граммах раствора: **5 %**-ный раствор ==> **5** г вещества в 100 граммах раствора.

Задача 13. Сколько мл 15 %-ного раствора (ρ = 1,1 г/мл) можно приготовить из 22,5 г вещества?

ω% = 15% ⇒ 15 г вещества — 100 г раствора
22,5 г вещества — x г раствора

$$x = \frac{22{,}5 \cdot 100}{15} = 150\text{ (г)}$$

$$V\text{(раствора)} = \frac{m}{\rho} = \frac{150}{1{,}1} = 136{,}36\text{ мл}$$

Обратите внимание: в пропорции в одном столбце должны совпадать и размерность, и наименование компонента, о котором идёт речь.

Задача 14. К **200 мл 20 %**-ного раствора (ρ = **1,2** г/мл) добавили **30** г того же вещества. Определить массовую долю вещества в полученном растворе.

Решение. Определим в начале массу исходного раствора и растворённого вещества:

m(раствора) = V(раствора) · ρ = 200 мл · 1,2 г/мл = 240 г

m(вещества) = m(раствора) · ώ(вещества) = 240 · 0,2 = 48 г

При добавлении новых порций растворяемого вещества, его масса увеличивается:

m_1(вещества) = 48 + 30 = 78 г

На ту же величину увеличивается масса раствора:

m_1(раствора) = 240 + 30 = 270 г

$ώ_1$(вещества в новом растворе) = 78 : 270 = 0,289 (28,9 %)

Задача 15. Сколько граммов **19 %**-ного раствора и воды нужно взять для получения **380** г **6 %**-ного раствора?

Решение. При добавлении воды масса **растворённого вещества** *не меняется.* Поэтому рассчитаем массу растворённого вещества в 6 %-ном растворе (столько же его будет и в 19 %-ном растворе):

m(вещества, 6 %) = m(раствора, 6 %) · ώ(вещества) = 380 × × 0,06 = 22,8 г

Теперь можно рассчитать массу 19 %-ного раствора:

m(раствора, 19 %) = m(вещества, 6 %) : ώ = 22,8 : 0,19 = 120 г

Теперь задумаемся: почему возросла масса исходного 19 %-ного раствора? Потому, что добавили воду. Значит, масса воды равна:

m(воды) = m(раствора, 6 %) – m(раствора, 19 %) = 380 – 120 = = 260 г

Ответ. Нужно добавить 260 г воды.

В случаях, когда изменяется и масса раствора, и масса вещества, нужно прибегнуть к приёму, когда *неизвестная* величина (о ней спрашивается в вопросе задачи), принимается за *известную*, и обозначается **А**.

Задача 16. Сколько *граммов* ***25 %-ного раствора*** нужно добавить к **210 г 15 %**-ного раствора, чтобы получить **18 %**-ный раствор?

Решение. Пусть нужно добавить **А** *граммов 25 %-ного раствора*, тогда масса 18 %-ного раствора составит (210 + А) г. Определим массу вещества в 15 %-ном растворе:

m(вещества, 15 %) = m(раствора, 15 %) · ώ (вещества) = = 210 · 0,15 = 31,5 г

аналогично:

m(вещества, 25 %) = А · 0,25, поэтому

m(вещества, 18 %) = 0,25А + 31,5

$$0{,}18 = \frac{m(\text{вещества, } 18\,\%)}{m(\text{раствора, } 18\,\%)} = (0{,}25A + 31{,}5) : (210 + A)$$

Решим полученное уравнение:

0,18 ((210 + А) = 0,25А + 31,5

37,8 + 0,18А = 0,25А + 31,5

6,3 = 0,07А

А = 90 г

Ответ. Нужно добавить 90 г 25 *%-ного раствора*.

Задачи для самостоятельного решения (Часть задач взята из перечня заданий ЕГЭ № 24)

11. В **300** г раствора содержится **45** г поваренной соли. Определить ω (NaC1) в этом растворе.

12. В **300** мл воды растворили **100** г сахара. Определить ω (сахара) в полученном растворе.

13. В **2** л раствора (пл. = **1,05** г/мл) содержится **105** г соли. Определить ω(соли) в этом растворе.

14. В **200** мл воды растворили **56** л аммиака NH_3. Определить ω (NH_3) в этом растворе.

15. Бромоводород объёмом **5,4** л затрачен на приготовление **8%**-ного раствора (пл. = **1,057** г/мл). Найти объём полученного раствора.

16. Сколько граммов воды и сахара нужно взять для приготовления **3** литров **30%**-ного сиропа? (Пл. = **1,13** г/мл.)

17. Какой объём **25%**-ного раствора можно приготовить из **150** г соли, если плотность раствора равна **1,2** г/мл?

18. К **500** мл **32%**-ной кислоты (ρ = **1,2** г/мл) добавили **1** л воды. Вычислить массовую долю кислоты в полученном растворе.

19. Смешали **25** г **16%**-ного раствора KOH с **30** мл **20%**-ного раствора KOH (плотность **1,2** г/мл). Вычислить массовую долю щёлочи в полученном растворе.

20. К **220** г **20%**-ного раствора поваренной соли добавили **44** мл воды и **36** г этой же соли. Вычислить массовую долю соли в полученном растворе.

21. Определить массу воды, которую нужно выпарить из **1** кг **3%**-ного раствора сульфата меди II для получения **5%**-ного раствора.

22. Сколько граммов воды нужно добавить к **50** г **70%**-ной уксусной кислоты, чтобы получить **5%**-ный уксус?

23. После добавления соды к **200** мл **16%**-ного раствора её (ρ = **1,17** г/мл) массовая доля вещества возросла до **20%**. Определить массу добавленной соды.

24. Какой объём **96%**-ной кислоты (ρ = **1,86** г/мл) необходимо добавить к **5** л **30%**-ной кислоты (ρ = **1,3** г/мл), для того чтобы получить **40%**-ный раствор?

Глава 31. ЗАДАЧИ, РЕШАЕМЫЕ ПО УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ

Для того чтобы решить *любую* задачу из этого раздела, необходимо знать

- теоретические основы задачи;
- общие принципы оформления расчёта по уравнению химической реакции.

Поскольку теоретические основы изложены в различных разделах **Самоучителя** и других учебниках, нужно перед решением задачи повторить нужный раздел.

Рассмотрим общие принципы оформления расчётов по уравнениям реакций.

31.1. Оформление расчётов по уравнениям реакций

Для того чтобы выполнить расчёт по уравнению реакции, нужно:

- составить уравнение химической реакции, расставить коэффициенты;
- *по коэффициентам* уравнения химической реакции определить *число молей* реагирующих веществ;
- НАД формулами соединений указать данные задачи, отметив их *размерность* (г, л, моль);
- ПОД формулами этих соединений сделать расчёт таким образом, чтобы *размерность* величин «над» и «под» химическими формулами *совпали;*
- составить пропорцию из «верхних» данных и «нижних» результатов и выполнить расчёт.

Разберём этот алгоритм на примере.

Задача 17. В раствор, содержащий **1,2** моль **HCl** опустили избыток алюминия. Какой объём водорода выделится при этом?

Решение. Составим уравнение реакции и запишем, что дано в ней, над формулами соединений. При этом обязательно указывайте *размерность*.

Дано: 1,2 моль x, л

$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$

6 моль 3 моль

Расчет не нужен: размерности одинаковы

Считаем объем: $V = n \cdot V_M =$ $= 22{,}4 \cdot 3 = 67{,}2$ л

n — количество вещества, моль.

Составим пропорцию:

1,2 моль HCl — x, л H_2

6 моль HCl — 67,2 л H_2

$$x = \frac{1{,}2 \cdot 67{,}2}{6} = 13{,}44 \text{ л.}$$

Ответ. Выделится 13,44 л водорода.

Задача 18. Сколько граммов алюминия нужно растворить в соляной кислоте, чтобы получить **5,6** л водорода?

Решение. Составим уравнение реакции и запишем, что дано в ней, над химическими формулами соединений. При этом обязательно указывайте *размерность*.

Дано: x, г 5,6 л

$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$

2 моль 3 моль

Считаем массу: $m = M \cdot n =$ $27 \cdot 2 = 54$ г

Считаем объем: $V = V_M \cdot n =$ $= 22{,}4 \cdot 3 = 67{,}2$ л

n — количество вещества, моль.

Составим пропорцию:

x, г Al — 5,6 л H_2

54 г Al — 67,2 л H_2

$x =$ ....

В случае, когда нужно определить объёмы реагирующих газов, можно воспользоваться *следствием* из закона Авогадро.

Объёмы реагирующих газов относятся как их коэффициенты в уравнении химической реакции.

Задача 19. Какой объём углекислого газа выделится при полном сгорании **6** л ацетилена C_2H_2?

Решение.

Дано: 6 л x, л

$$2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O.$$

Из уравнения реакции видно:

$$\frac{V(C_2H_2)}{V(CO_2)} = \frac{n(C_2H_2)}{n(CO_2)} = \frac{2}{4} = \frac{1}{2},$$

где n — количество вещества, моль.

Откуда:

$V(CO_2) = 2 \cdot V(C_2H_2) = 2 \cdot 6$ л $= 12$ л.

Ответ. Выделится 12 л углекислого газа.

Задачи для самостоятельного решения

25. Какой объём кислорода потребуется для полного сгорания **6,2** г фосфора? Сколько молей оксида фосфора при этом получится?

26. Сколько молей фосфора нужно сжечь, чтобы получить **28,4** г оксида фосфора V?

27. Какой объём водорода потребуется на восстановление **10,6** г Fe_3O_4 до железа? (Реакция идет по схеме: $Me_xO_y + H_2 \rightarrow Me + H_2O$.)

28. Какой объём кислорода потребуется для сгорания **8,8** г пропана? (Пропан: C_3H_8.)

29. Какой объём кислорода требуется для полного сгорания **5** л этилена C_2H_4?

30. Хватит ли **10** л кислорода для полного сгорания **17** л водорода?

32. Какой объём водорода может присоединиться к пропену массой **21** г?

34. Сколько миллилитров бензола (пл.= 0,78 г/мл) можно получить из **56** л ацетилена?

35. Какой объём водорода выделится, если в избыток спирта бросить **0,23** г натрия?

36. Сколько граммов диэтилового эфира можно получать из **23** г этанола?

37. Какой объем этилена должен вступить в реакцию, для того чтобы образовалось **500** мл спирта (пл. = **0,8** г/мл)?

38. Какой объём водорода может присоединиться к **22** г этаналя?

39. Какой объём спирта нужно окислить для получения **11** г этаналя? (плотность спирта равна 0,8 г/мл).

40. Какой объём хлора вступит в реакцию с уксусной кислотой массой **15** г, если в реакции должна получиться хлоруксусная кислота?

41. Какой объём водорода потребуется для гидрирования **0,2** моль триолеина? Где применяется полученный продукт?

42. Какой объём кислорода потребуется для полного сгорания 100 г уксусной кислоты?

31.2. Задачи по теме «Количественный состав смесей»

Состав смесей очень часто определяют в различных задачах, например в которых упоминаются *растворы*. Дело в том, что растворы — это однородные смеси. Задачи такого типа решаются по разному, но в любом случае следует помнить, что массу (объём) смеси нельзя подставлять в уравнение реакции и нельзя находить по уравнению реакции. По уравнению реакции можно найти только массу или объём компонента смеси.

Внимание! Если в условии упоминается *смесь* веществ или *раствор*, то составлять уравнения реакций нужно для всех компонентов смеси, указывая, идёт реакция или нет, а затем выполнять расчёт, оформляя решение задачи по каждому уравнению так, как показано выше.

Задачи такого типа можно условно разделить на две группы:

- задачи, в которых имеется хотя бы одна величина, которую можно сразу подставить в уравнение реакции и сделать необходимый расчёт;
- задачи, в которых таких данных нет.

Рассмотрим задачу первого типа.

Задача 20. Смесь меди и алюминия массой **10** г обработали раствором щёлочи. При этом выделилось **10** л газа (н. у.). Определить состав смеси в масс.% (массовые доли алюминия и меди в смеси).

Решение. Составим уравнения реакций:

$Cu + NaOH \rightarrow$ не идёт

x, г **10 л**
$2Al + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2$
2 моль 3 моль
$m = 2 \cdot 27 =$ $V = 3 \cdot 22,4 =$
$=$ **54 г** $=$ **67,2 л**

Составим пропорцию и определим массу *алюминия* в смеси:

$$x = 54 \text{ г} \cdot 10 \text{ л} : 67,2 \text{ л} = 8 \text{ г},$$

отсюда: $\omega(Al) = 8$ г : 10 г = 0,8(80 %); а $\omega(Cu) = 0,2(20\,\%)$.

Ответ. $\omega(Al) = 80\,\%$, $\omega(Cu) = 20\,\%$.

В задачах второго типа в химическом превращении участвуют все компоненты смеси, в результате чего образуется *смесь* газов или других продуктов реакции. В этих случаях нужно прибегнуть к приёму, когда *неизвестная* величина (о ней спрашивается в задачи), принимается за *известную*, и обозначается **А**.

Задача 21. На нейтрализацию **20** г смеси гидрофосфата и дигидрофосфата натрия потребовалось **25** г **40 %**-ного раствора NaOH. Определить состав смеси.

Составим уравнения реакций:

a г *x* моль
$NaH_2PO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + 2H_2O$
$m = 120$ г 2 моль

(20 – *a*) *y* моль
$Na_2HPO_4 + NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + H_2O$
$m = 142$ г 1 моль

Определим количество вещества **NaOH**, которое содержится в растворе (можно считать, используя значение массы этого вещества, но более простые числа получаются, если используется величина «моль»):

$m(NaOH) = 25 \cdot 0,4 = 10$ г

$\nu(NaOH) = 10 : 40 = 0,25$ моль

$\nu(NaOH) = m$(раствора) ω(раствора)

Внимание: количество вещества щёлочи можно рассчитать сразу:

$\nu(NaOH) = m$(раствора) $\cdot$ ω(раствора) : M(NaOH) = $= 25 \cdot 0,4 : 40 = 0,25$ моль

Теперь используем приём, который был отработан в задаче **16**: пусть в смеси содержится ***a* г** дигидрофосфата, тогда гидрофосфата содержится **(20 — *a*) г**. Подставим эти величины в уравнения реакций и найдём значения ***x*** и ***y***:

$x = 2a : 120 = 0,0167\ a$

$y = (20 - a) : 142 = 0,007\ (20 - a)$

Всегда избавляйтесь от дробей — превращайте их в десятичные дроби (*коэффициенты*).

Поскольку $\mathbf{x + y = 0,25}$ **моль,** получаем уравнение

$0,0167a + 0,007(20 - a) = 0,25$ или

$1,67a + 0,7\ (20 - a) = 25$ (все члены предыдущего равенства умножены на 100)

$1,67a + 14 - 0,7a = 25$

$0,97a = 11$

$a = 11,34$, т. е. m (дигидрофосфата) = 11,34 г, а m (гидрофосфата) = 20 – 11,34 = 8,66 г

Ответ. Смесь состояла из 11,34 г дигидрофосфата и 8,66 г гидрофосфата.

При получении растворов происходят не только физические процессы (дробление вещества, диффузия), но и взаимодействие вещества и растворителя. (Подробнее см. Самоучитель первого и второго уровня, главы «Растворы».) Иногда в результате такого взаимодействия образуются совершенно новые вещества. В этом случае необходимо составить уравнение или схему происходящего процесса, а в расчётной формуле указывать, о каком веществе идёт речь.

Задача 22. В **100** мл воды растворили **2** г кальция. Определить массовую долю вещества в полученном растворе.

Решение. Поскольку кальций *реагирует с водой,* составим уравнение соответствующей реакции:

$$\begin{array}{cccc} 2\text{ г} & & x\text{, г} & y\text{, г} \\ Ca & + 2H_2O = & Ca(OH)_2 & + H_2 \\ 1\text{ моль} & & 1\text{ моль} & 1\text{ моль} \\ m = 40\text{ г} & & m = 74\text{ г} & m = 2\text{ г} \end{array}$$

Таким образом, в растворе содержится не кальций, а гидроксид кальция. Отразим это в расчётной формуле:

$$\omega(Ca(OH)_2) = \frac{m[Ca(OH)_2]}{m(\text{раствора})}$$

Значит, нам нужно вычислить $m[Ca(OH)_2]$ по уравнению реакции:

$x = 2 \cdot 74 : 40 = 3,7$ г $Ca(OH)_2$ образовалось в ходе реакции; а затем массу раствора:

m(раствора) = *m*(H_2O) + *m*(Ca) – *m*(водорода) = 100 г + 2 г – – 0,1 г = 101,9 г

Обратите внимание: массу полученного раствора вычисляют, исходя из массы **исходных** веществ или смесей, добавляя к ним массы тех веществ, которые были добавлены, и, вычитая массы веществ, которые вышли из сферы реакции в виде газа или осадка.

m(воды) = *V* · ρ = 100 мл · 1 г/мл = 100 г

m(водорода) = *y* = 2 · 2 : 40 = 0,1 г

$$\omega[Ca(OH)_2] = \frac{3{,}7\text{ г } Ca(OH)_2}{101{,}9\text{ г раствора}} = 0{,}036\ (3{,}6\,\%)$$

Ответ. Массовая доля щёлочи составит **3,6 %**.

Задачи для самостоятельного решения

43. Через известковую воду пропустили **3** л воздуха. Выпало **0,1** г осадка. Определить объёмную долю (φ) углекислоты (CO_2) в воздухе.

44. **20** г мела опустили в соляную кислоту. При этом выделилось **4** л газа. Определить массовую долю (ώ) карбоната кальция в образце этого мела.

45. В **200** г воды растворили **15** г оксида лития. Найти массовую долю веществ в полученном растворе.

46. **20** г смеси хлорида натрия и карбоната натрия обработали соляной кислотой. При этом выделилось **2,24** л газа. Установить состав смеси в масс.%.

47. Для превращения **2,92** г смеси гидроксида и карбоната натрия потребовалось **1,344** л хлороводорода. Вычислить состав смеси.

48. При растворении **3** г сплава меди и серебра в разбавленной азотной кислоте получено **7,34** г смеси нитратов. Определить процентный состав смеси и объём газов, полученных при прокаливании образовавшихся солей.

49. Сколько граммов **30 %**-ной азотной кислоты нужно взять для нитрования **5,6** л пропана?

50. Какой, объём кислорода потребуется для сжигания смеси, состоящей из **8** г метана и **11,2** л этана?

51. Какой объём метана можно получить при нагревании **20** г смеси, содержащей **25 %** ацетата натрия, остальное — щёлочь?

52. Через бромную воду пропустили смесь, которая состоит из **8** г метана и **5,6** л этена. Сколько граммов брома вступит в реакцию?

53. Какой объём природного газа, который содержит **98%** метана, потребуется для получения **52** кг ацетилена?

54. Из **10** г загрязнённого карбида кальция получили **2,24** л ацетилена. Чему равна массовая доля карбида кальция в исходном образце?

55. Какой объём кислорода нужен для сжигания смеси, которая состоит из **4** г метана, **10** л этена и **1** моль этина?

56. Сколько граммов **40%**-ной азотной кислоты нужно взять для получения **24,2** г нитробензола?

57. Сколько граммов азотной кислоты потребуется для нитрования **4,7** г фенола, если ώ(кислоты) в исходном растворе равна **30%**.

58. Сколько граммов **30%**-ной муравьиной кислоты нужно для растворения **2,7** г алюминия?

59. Сколько граммов **40%**-ного раствора KOH требуется для омыления (гидролиза) **3** моль тристеарина?

60. Рассчитать объём газа, который должен выделиться при брожении **160** г **20%**-ного раствора глюкозы (брожение прошло полностью).

61. На реакцию с **50** мл раствора анилина пошло **4,2** г брома. Рассчитать массовую долю анилина в исходном растворе (плотность раствора равна единице).

31.3. Задачи на «избыток–недостаток»

Такие задачи имеют в условии легко узнаваемый *признак*: указаны данные для *обоих* (или всех) реагирующих веществ. В этом случае нужно вначале определить количество (в моль) реагирующих веществ.

Затем по *уравнению реакции* определить молярные соотношения этих веществ и сделать вывод — какое из них находится *в недостатке*. Именно по этой величине (в моль!) ведутся последующие расчёты.

Задача 23. Какой объём водорода выделится при взаимодействии **5,4** г алюминия с **200** г **12%**-ного раствора серной

кислоты? Чему равны массовые доли веществ в полученном растворе?

Решение. Определим массы и количество вещества для алюминия и серной кислоты:

$m(H_2SO_4) = \omega \cdot m$(раствора) = 0,12 · 200 = 24 г

$\nu(H_2SO_4) = m : M$ = 24 : 98 = 0,24 моль (*всегда* определяйте *две* значащие цифры после нуля!)

$\nu(Al)$ = 5,4 : 27 = 0,2 моль

Составим уравнение реакции:

$$2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$$

2 моль **3** моль

Из уравнения реакции видно, что молярные соотношения исходных веществ **2 : 3**, это означает, что 0,**2** моль алюминия реагируют полностью с 0,**3** моль серной кислоты, но этой кислоты имеется только *0,24* моль, т. е. недостаток. Укажем количество вещества серной кислоты (0,24 моль) в уравнении реакции и выполним расчёт *по коэффициентам*:

0,16 моль ← **0,24 моль** → 0,08 моль → 0,24 моль

$$2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$$

2 моль 3 моль 1 моль 3 моль

Теперь можно ответить на все вопросы задачи. Объём водорода рассчитать несложно, поскольку мы уже определили количество (моль) этого вещества.

Задание. Рассчитайте объём водорода.

Для того чтобы определить массовые доли растворённых веществ, нужно установить, какие вещества растворимы. В данном случае — это серная кислота и соль. Но серная кислота вступила в реакцию полностью. Массу соли рассчитайте по количеству вещества её.

Массу раствора всегда следует рассчитывать по формуле:

m(раствора) = *m*(исходного раствора) + *m*(добавленных веществ) – *m*(газа или осадка).

В данном случае:

m(раствора) = *m*(исходного раствора) + *m*(растворённого Al) – $m(H_2)$.

Обратите внимание: следует добавить не ту массу алюминия, которую, добавили в раствор, а только ту, которая *вступила в реакцию:*

m(Al) = 0,16 моль · 27 г/моль = 4,32 г

Задание. Рассчитайте массу раствора, предварительно рассчитав массу водорода.

Теперь рассчитаем массовую долю соли в полученном растворе:

$$\omega(\text{соли}) = \frac{m(\text{соли})}{m(\text{раствора})} = 27{,}36 : 204{,}2 = 0{,}134\ (13{,}4\%).$$

Ответ. Массовая доля сульфата алюминия равна 13,4%, а объём водорода 5,4 литра.

Анализ на «избыток — недостаток» позволяет установить и качественный и количественный состав реакционной смеси. Особенно важен этот анализ в случае, когда могут получаться кислые или основные соли.

Задача 24. Установить состав и массу солей, если в раствор, содержащий **28** г KOH пропустить: **а**) 15 л CO_2; **б**) 10 л CO_2; **в**) 2,5 л CO_2.

При решении подобных задач следует учитывать, что при взаимодействии щелочей с многоосновными кислотами или их ангидридами могут получаться как средние, так и кислые соли. В данном случае, если молярное соотношение компонентов **1 : 1**, то образуется *кислая* соль:

$$KOH + CO_2 \rightarrow KHCO_3$$

А если щёлочь в избытке (**2 : 1** и более), то получается средняя соль:

$$2KOH + CO_2 \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$$

Поэтому в начале нужно рассчитать количество вещества обоих компонентов:

ν (KOH) = 28 : 56 = 0,5 моль

а) ν (CO_2) = 15 : 22, 4 = 0,67 моль

б) ν (CO_2) = 10 : 22, 4 = 0,45 моль

в) ν (CO_2) = 2,5 : 22, 4 = 0,11 моль

В первом случае (**а**) ν (CO_2) > ν (KOH), поэтому образуется только кислая соль:

$$\underset{0{,}5\text{ моль}}{KOH} + \underset{(0{,}67\text{ моль})}{CO_2} \rightarrow KHCO_3$$

В этом случае углекислый газ находится в избытке, а его избыток не может реагировать дальше. Значит, образуется только кислая соль в количестве 0,5 моль (считаем по «недостатку»).

В третьем случае (**в**) $\nu(CO_2) < \nu(KOH)$, т. е. когда KOH *в избытке*, происходят обе реакции. Легко видеть, что 0,11 моль CO_2 полностью прореагирует с 0,11 · 2 = 0,22 моль KOH. Поэтому, фактически, идёт только вторая реакция:

$$\begin{matrix} (0{,}5\ \text{моль}) & & 0{,}11\ \text{моль} & \rightarrow & 0{,}11\ \text{моль} \\ 2\,KOH & + & CO_2 & \rightarrow & K_2CO_3 + H_2O \end{matrix}$$

и образуется только средняя соль в количестве 0,11 моль.

Во втором случае (**б**) идут обе реакции:

$$\begin{matrix} (0{,}5\ \text{моль}) & & 0{,}45\ \text{моль} & \rightarrow & 0{,}45\ \text{моль} \\ KOH & + & CO_2 & \rightarrow & KHCO_3 \end{matrix}$$

Здесь остаётся в избытке 0,5 – 0,45 = 0,05 моль KOH, который вступает в следующую стадию процесса:

$$\begin{matrix} 0{,}05\ \text{моль} & & (0{,}45\ \text{моль}) & \rightarrow & 0{,}05\ \text{моль} \\ KOH & + & KHCO_3 & \rightarrow & K_2CO_3 + H_2O \end{matrix}$$

В этой реакции остаётся 0,45 – 0,05 = 0,4 моль $\mathbf{KHCO_3}$ и образуется 0,05 моль $\mathbf{K_2CO_3}$.

Внимание!

Теперь можно подвести итог, определив, когда нужно определять количества заданных веществ в **моль**, а когда — нет.

Определять количества заданных веществ в **моль НЕ НУЖНО,** когда:

- расчёт ведут по **одному** уравнению, по которому нужно определить массу или объём реагирующих веществ (см. задачу 18);
- расчёт ведут для газов, для которых известен объём (см. задачу 19).

Определять количества заданных веществ в **моль НУЖНО**, когда:

- определяют избыток (недостаток) реагирующих веществ (см. задачу 23);
- расчёт ведут по нескольким уравнениям. Для примера рассмотрим задачу 25.

Задача 25. Для нейтрализации раствора фенола в этаноле потребовалось **25** мл **40**%-ного раствора KOH (ρ = **1,4** г/мл). При взаимодействии исходного раствора с натрием может выделиться **6,72** л газа. Определить состав исходной смеси.

Известно, что со щелочами реагируют только фенолы:

$$\begin{matrix} 0{,}25\ \text{моль} \leftarrow 0{,}25\ \text{моль} \\ C_6H_5OH + KOH \rightarrow C_6H_5OK + H_2O \end{matrix} \qquad (1)$$

Рассчитаем:
m (раствора KOH) =
m (KOH) =
ν (KOH) = 14 : 56 = 0,25 моль, подставим полученную величину в уравнение реакции (1). Составим уравнения реакций с натрием и перенесём в уравнение (2) количество вещества фенола:

$$\underset{0{,}25\ \text{моль}}{2C_6H_5OH} + 2Na \rightarrow 2C_6H_5ONa + \underset{\rightarrow 0{,}125\ \text{моль}}{H_2\downarrow} \quad (2)$$

$$\underset{0{,}35\ \text{моль}}{2C_2H_5OH} + 2Na \rightarrow 2C_2H_5ONa + \underset{\leftarrow 0{,}175\ \text{моль}}{H_2} \quad (3)$$

Но в реакциях (2) и (3) было получено 0,3 моль водорода (6,72 л : 22,4 л/моль = 0,3 моль), значит, в реакции (3) было получено 0,175 моль H_2. Теперь легко найти количественный состав смеси.

И, наконец, понятие моль необходимо при установлении формулы вещества (см. главу 31.4).

Задачи для самостоятельного решения

62. Через **200** мл **13%**-ного раствора гидроксида бария (пл. = **1,1** г/мл) пропустили **2** л хлороводорода. Определить цвет индикатора в полученном растворе и массу полученной соли.

63. В **250** мл воды растворили **13,8** г натрия, затем добавили **50** г **59%**-ной ортофосфорной кислоты. Определить состав и массовую долю соли в полученном растворе.

64. **8,4** г карбоната магния растворили в **250** мл **15%**-ного раствора серной кислоты (пл. = **1,08** г/мл). Определить массовую долю соли в полученном растворе.

65. **8,4** г цинка растворили в **70** г **120%**-ной соляной кислоты. Определить массовую долю соли в полученном растворе.

66. **25** л CO_2 пропустили через **500** г **7,5%**-ного раствора едкого натра. Рассчитать массовые доли солей в полученном растворе.

67. Рассчитать массовую долю кислоты в растворе, полученном смешением **200** мл **15%**-ного раствора серной кислоты (пл. = **1,2** г/мл) с **150** мл **10%**-ного раствора нитрата бария (пл. = **1,04** г/мл).

68. Какой объём газа выделится, если **3,2** г меди растворить в **50** г **30** %-ной азотной кислоты? Чему равны массовые доли растворённых веществ в полученном растворе?

69. Твёрдое вещество, полученное при прокаливании карбоната кальция, растворили в воде. Через полученный раствор пропустили сернистый газ, в результате чего образовалась кислая соль массой **101** г. Определить массу карбоната и объёмы газов.

70. Смешали **200** г **12** %-ного раствора дигидрофосфата натрия и **150** г **5** %-ного раствора гидроксида натрия. Какие вещества содержатся в полученном растворе? Определить их массовые доли и реакцию среды раствора.

71. Через **100** мл **1,48** %-ного раствора сульфата меди (пл. = **1,08** г/мл) пропустили **300** мл сероводорода. Рассчитать массу осадка и массовую долю кислоты в полученном растворе.

72. Смешали **12** л бутена и **12** л кислорода. Смесь подожгли. Какой из этих газов и в каком объёме останется в смеси после реакции? Какой объём газа и *жидкой* воды образуется при этом?

73. Вычислить массу фенолята натрия, который образуется при взаимодействии **9,4** г фенола с **50** г **12** %-ного раствора гидроксида натрия.

74. Сколько граммов карбида кальция, который содержит **16** % примесей, нужно для получения **30** г уксусной кислоты?

31.4. Задачи на установление формулы вещества

Молекулярная формула вещества отражает его количественный состав. Количественный состав вещества, как и количественный состав раствора, выражают при помощи массовых долей элементов в нём:

$$\omega(\text{элемента}) = \frac{m(\text{элемента})}{m(\text{вещества})}.$$

Поскольку масса вещества в условии задачи, как правило, не указывается, применяем уже опробованный способ:

Пусть количество вещества равно 1 моль, тогда:

$$m(\text{элемента}) = \nu \cdot M = n \cdot M(\text{элемента}),$$

где n — число атомов этого элемента в веществе;

$$m(\text{вещества}) = \nu \cdot M = M,$$

так как количество вещества равно 1 моль.

Получаем:

$$\omega(\text{элемента}) = \frac{n \cdot M(\text{элемента})}{M(\text{вещества})} \qquad (4)$$

Задача 26. Определить массовую долю азота в нитрате аммония.

Решение.

Поскольку в молекуле NH_4NO_3 два атома азота, а $M_r(NH_4NO_3) = 80$,

$$\omega(N) = \frac{2 \cdot 14}{80} = 0{,}35\ (35\,\%)$$

Ответ. $\omega(N) = 35\,\%$.

Зная массовые доли химических элементов в веществе (элементный состав), можно определять молекулярную формулу неизвестного вещества.

Задача 27. Массовая доля фосфора в оксиде равна **43,66** %. Установить формулу этого оксида.

Решение. Из формулы (4) следует, что:

$$n(\text{элемента}) = \frac{\acute{\omega}(\text{Э}) \cdot M(\text{в-ва})}{M(\text{элемента})}$$

Поэтому отношение числа атомов n элементов данном в веществе равно:

$$n_1 : n_2 : \ldots = \frac{\acute{\omega}(\text{Э}_1)}{M(\text{Э}_1)} : \frac{\acute{\omega}(\text{Э}_2)}{M(\text{Э}_2)} : \ldots \qquad (5)$$

Согласно этой формуле, нам нужно найти $\acute{\omega}(O)$ в этом оксиде:

$$\acute{\omega}(O) = 1 - 0{,}4366 = 0{,}5634\ (56{,}34\,\%).$$

Подставим все данные в формулу (5):

$$n_1 : n_2 : \ldots = \frac{\acute{\omega}(P)}{M(P)} : \frac{\acute{\omega}(O)}{M(O)} = \frac{43{,}66}{31} : \frac{56{,}34}{16} = 1{,}41 : 3{,}52.$$

Полученные величины (они должны содержать **2 значащие цифры** после запятой) разделим на *наименьшее* число:

$$n_1 : n_2 : ... = \frac{1,41}{1,41} : \frac{3,52}{1,41} = 1; 2,5.$$

Поскольку число атомов не может быть дробным, обе величины умножим на 2:

$$n(P) : n(O) = 2 : 5.$$

Ответ. Искомая формула — $\mathbf{P_2O_5}$.

Если в задаче не указано, какой элемент входит в состав оксида, но указана его валентность, задача упрощается.

Задача 28. Массовая доля трёхвалентного элемента в оксиде равна **70 %**. Установить формулу этого оксида.

Решение. Формула оксида $\mathbf{Э_2O_3}$:

$Э_2O_3$ → 2 атома Э → $m = \nu \cdot M = \mathbf{2 \cdot x - 70\%}$

$Э_2O_3$ → 3 атома O → $m = \nu \cdot M = \mathbf{3 \cdot 16 - 30\%}$

Из выделенной **жирным** шрифтом пропорции получаем:

$$2x = 48 \cdot 70 : 30 \rightarrow x = 56.$$

Это железо.

Ответ. Формула оксида $\mathbf{Fe_2O_3}$.

Эту задачу можно решить и по формуле:

$$\omega(\text{элемента}) = \frac{n \cdot M(\text{элемента})}{M(\text{вещества})}$$

Подставив данные задачи, получаем:

$$0,7 = 2 \cdot M(\text{элемента}) : M\,(\text{вещества})$$

если M(элемента) = x, то M(вещества) равна $2x + 48$.

Решите теперь полученное уравнение:

$$0,7 = 2x : (2x + 48).$$

Ответ. $x = 56$, значит, формула оксида $\mathbf{Fe_2O_3}$.

Задача 29. Установить формулу углеводорода, если он содержит **12,19 %** водорода. Плотность по водороду равна **41**.

Решение. Сначала составим общую формулу углеводорода C_xH_y и рассчитаем массовую долю H в нём:

$$\omega(\text{элемента}) = \frac{n \cdot M(\text{элемента})}{M(\text{вещества})}$$

где *n* — число атомов.

По данным задачи рассчитаем массовую долю углерода:

$$\omega\%(C) = 100\% - 12{,}19\% = 87{,}81\%\ (\mathbf{0{,}878})$$

и молярную массу вещества:

$$M(C_xH_y) = M(H_2) \cdot D(H_2) = 41 \cdot 2 = 82\ \text{г/моль}$$

Подставив эти данные в формулу, получаем:

$$\omega(C) = \frac{x \cdot 12}{82} = 0{,}878$$

Решив полученное уравнение, получаем $n = 6$ (атомов углерода).

Найдём массу атомов водорода:

$$m(H) = y \cdot M(H) = 82 - 72 = 10;\ y = 10.$$

Поэтому формула углеводорода $\mathbf{C_6H_{10}}$. Если известен гомологический ряд вещества (общая формула этого ряда), то задача упрощается.

Задача 30. Установить формулу алкина, если он содержит **12,19%** водорода.

Решение. Сначала составим общую формулу алкина C_nH_{2n-2} и рассчитаем массовую долю H в нём:

$$\omega(\text{элемента}) = \frac{n \cdot M(\text{элемента})}{M(\text{вещества})}$$

$$\omega(H) = \frac{(2n-2) \cdot 1}{12n + 2n - 2} = 0{,}122$$

Решив полученное уравнение, получаем $\boldsymbol{n = 6}$ (атомов углерода). Поэтому формула алкина $\mathbf{C_6H_{10}}$.

Аналогично задаче 27 решаются все задачи, в которых дан элементный состав вещества, независимо от числа элементов.

Задача 31. Установить молекулярную формулу вещества, если оно содержит **54,4%** C, **36,4%** O и **9,1%** H; $D(H_2) = \mathbf{44}$.

Соотношение числа атомов ***n*** элементов в любом веществе равно:

$$n_1 : n_2 : \ldots = \frac{\acute{\omega}(Э_1)}{M(Э_1)} : \frac{\acute{\omega}(Э_2)}{M(Э_2)} : \ldots$$

Подставим данные задачи в эту формулу:

$$n(\text{C}) : n(\text{O}) : n(\text{H}) = \frac{\omega(\text{C})}{M(\text{C})} : \frac{\omega(\text{O})}{M(\text{O})} : \frac{\omega(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{54{,}4}{12} : \frac{36{,}4}{16} : \frac{9{,}1}{1} =$$

$$= 4{,}5 : 2{,}275 : 9{,}1$$

Полученные величины (они должны содержать **2 значащие цифры** после запятой) разделим на *наименьшее* число (2,275):

$$n_1 : n_2 : n_3 = 2 : 1 : 4.$$

Получаем состав: C_2H_4O. $M(C_2H_4O)$ = 44 г/моль, а реальная — 88 г/моль, значит, все индексы следует удвоить. Молекулярная формула вещества $C_4H_8O_2$. Это может быть или одноосновная предельная кислота, или её эфир.

Задача 32. При полном сгорании 4,6 г органического вещества получили 8,8 г углекислого газа и 5,4 г воды. Найти молекулярную формулу вещества.

Решение. Определим количества и массы веществ, полученных при сгорании:

$\nu(\mathbf{CO_2})$ = 0,2 моль; $\nu(\mathbf{H_2O})$ = 0,3 моль

$\nu(\mathbf{CO_2})$ = 0,2 моль → $\nu(\mathbf{C})$ = **0,2 моль**, m(C) = 2,4 г

$\nu(\mathbf{H_2O})$ = 0,3 моль → $\nu(\mathbf{H})$ = **0,6 моль**, поскольку 1 *молекула* воды (1 моль) содержит *два атома* (2 моль) этого элемента, поэтому m(H) = 0,6 г. Суммарная масса этих элементов — 3,0 г. Но сгорело 4,6 г вещества, значит, оно содержит кислород (1,6 г). $\nu(\mathbf{O})$ = 0,1 моль.

Составим уравнение реакции горения и подставим полученные данные в уравнение реакции:

$$C_xH_y(O) + O_2 = \boldsymbol{x}CO_2 + \boldsymbol{y/2}H_2O$$

получаем молярные соотношения продуктов реакции:

$$\begin{array}{lcc} & \mathbf{0{,}2}\ \text{моль} & \mathbf{0{,}3}\ \text{моль} \\ C_xH_y + O_2 = & \mathbf{2}CO_2 \quad + & \mathbf{3}H_2O \\ & y/2 = 3 & y = 6 \end{array}$$

Теперь определим соотношение атомов элементов в исходном веществе, которое равно молярному соотношению элементов в этом веществе:

$$\nu(\text{H}) : \nu(\text{C}) : \nu(\text{O}) = n(\text{H}) : n(\text{C}) : n(\text{O}) = 0{,}6 : 0{,}2 : 0{,}1 = 6 : 2 : 1$$

Молекулярная формула вещества $\mathbf{C_2H_6O}$.

Этот способ определения молекулярной формулы оптимален, когда неизвестна молекулярная масса вещества, поскольку, если молярная масса дана и задана в задаче через плотность или иначе, то задача решается «в лоб» — по уравнению химической реакции.

Задача 33. При полном сгорании 2,9 г органического вещества получили 3,36 л углекислого газа и 2,7 г воды. Плотность по водороду равна **29**.

Решение. Сначала рассчитаем молярную массу газа:

$$M(C_xH_y) = M(H_2) \cdot D(H_2) = 29 \cdot 2 = 58 \text{ г/моль}.$$

Теперь составим схему реакции, обозначив формулу исходного вещества $\mathbf{C_xH_y}$

2,9 г	**3,36** л	**2,7** г
$\mathbf{1}C_xH_y + O_2 =$	$\boldsymbol{x}CO_2 +$	$\boldsymbol{y/2}H_2O$
1 моль	x моль	0,5 моль
$m = nM =$ **58 г**	$V =$ **22,4*x***, л	$m =$ **9*y***, г

Из выделенных параметров составим пропорции, сначала для CO_2:

$$2{,}9 \text{ г} : 58 \text{ г} = 3{,}36 \text{ л} : 22{,}4x, \text{ л}$$

а затем для воды:

$$2{,}9 \text{ г} : 58 \text{ г} = 2{,}7 \text{ г} : 9y.$$

Решив обе, получаем: $x = 3$, $y = 6$, т. е. искомая формула $\mathbf{C_3H_6}$.

Теперь нужно проверить соответствие полученной формулы заданной молярной массе: $M(\mathbf{C_3H_6})$ **= 42 г/моль, что явно меньше 58 г/моль**. Значит, в состав исходного вещества входит кислород. Его молярная масса: M(O) = 58 – 42 = 16, т. е. в состав вещества входит 1 атом кислорода.

Искомая формула $\mathbf{C_3H_6O}$.

Задача 34. Установить формулу алкена, если **11,2** г его при взаимодействии с бромоводородом образует **27,4** г бромида с положением брома у третичного атома углерода.

Решение. Вначале рассчитаем массу бромоводорода, согласно закону сохранения массы:

$$m(HBr) = 27,4 - 11,2 = 16,2 \text{ г}$$

и составим уравнение реакции, используя общую формулу алкенов:

$$C_nH_{2n} + HBr \rightarrow C_nH_{2n+1}Br$$

откуда найдём *количество вещества* алкена:

$$\nu(C_nH_{2n}) = \nu(HBr) = 16,2 : 81 = \mathbf{0,2\ моль}$$

Теперь легко определить **молярную массу** *неизвестного вещества*:

$$M(C_nH_{2n}) = m : \nu = 11,2 : 0,2 = \mathbf{56\ г/моль}$$

Определим **молярную массу** *неизвестного вещества* через n:

$$M(C_nH_{2n}) = 12\boldsymbol{n} + 2\boldsymbol{n} = \mathbf{14}\boldsymbol{n},$$

отсюда: **14n = 56;** $\boldsymbol{n}$ **= 4**.

Ответ. Состав искомого алкена $\mathbf{C_4H_8}$; это 2-метилпропен.

Задачи для самостоятельного решения

75. Оксид неметалла (V), содержащего **56,3** % кислорода, растворили в воде. Определить массовую долю вещества в этом растворе, если исходный оксид был получен из **3,1** г неметалла.

76. Какой щелочной металл образует сульфат с массовой долей кислорода **23,9** %?

77. Плотность паров алкана равна **3,214** г/л. Определите его молекулярную массу. Какую формулу имеет этот углеводород?

78. Один литр алкена имеет массу **1,25** г. Определите молярную массу этого вещества. Составьте его графическую формулу.

79. Углеводород с плотностью по гелию **28,5** содержит **15,8** % водорода. Установить его формулу.

80. При сгорании **2,24** л углеводорода получили **8,96** л CO_2 и **7,2** мл воды. Определить формулу углеводорода.

81. Органическое вещество содержит **37,7** % C, **6,3** % H и **56** % Cl; **6,35** г его паров занимает объём **11,2** л. При гидролизе этого соединения образуется вещество, которое при

восстановлении даёт вторичный спирт. Определить состав и строение исходного вещества.

82. При сгорании **1** л газообразного углеводорода, обесцвечивающего раствор перманганата калия, расходуется **4,5** л кислорода и образуется **3** л CO_2. Определить формулу углеводорода.

83. Установить формулу вещества, при сгорании **4,6** г которого образуется **4,48** л CO_2 и **5,4** мл воды. Плотность паров этого вещества по водороду равна **23**.

84. При взаимодействии **16** г одноатомного спирта с натрием выделилось **5,6** л водорода. Какой спирт был взят для реакции?

85. Одноосновная кислота имеет состав: ώ(С) = **40** %; ώ(Н) = **6,67** %; ώ (О) = **53,33** %. Плотность паров её по аргону **1,5**. Какая это кислота?

86. Определить строение сложного эфира предельной α-аминоуксусной кислоты, если известно, что он содержит **15,73** % азота.

87. Имеется смесь четырёх изомеров, каждый из которых реагирует с HCl и содержит в молекуле **23,7** % азота. Определить строение этих соединений и массу исходной смеси, если известно, что вещества предельные, а при сгорании смеси образуется **4,48** л азота.

31.5. Задачи, в которых учитывается «выход» полученного вещества

Реальные химические процессы никогда не происходят со 100 %-ным выходом, который рассчитывается *по уравнению реакции*. Например, вы рассчитали, что должно выделиться 100 л газа, а реально его получено 60 л. Значит, выход (ή) в этой реакции равен:

$$ή = \frac{\text{практически полученная величина}}{\text{теоретически рассчитанный результат}} = \frac{\mathbf{П}}{\mathbf{Т}}$$

Выход продукта выражается в долях единицы или в процентах. В нашем примере:

$$ή = 60 \text{ л} : 100 \text{ л} = 0{,}6\ (60\ \%).$$

Задача 35. Рассчитать массы исходных веществ, необходимых для получения **91** г *нитрида кальция,* что составляет **80%** от теоретически возможного.

Следует помнить, что в уравнение химической реакции можно подставлять данные *только* теоретического *выхода*. Поэтому рассчитаем его (Т):

$$ή = \textbf{П/Т} \rightarrow \textbf{Т} = \textbf{П/} ή = 91 : 0{,}8 = \textbf{113,75 г}$$

Подставим полученную величину в уравнение реакции и найдём искомые величины:

$$\begin{array}{ccccc} x \text{ г} & & y \text{ г} & & 113{,}75 \text{ г} \\ 3Ca & + & 2P & \rightarrow & Ca_3P_2 \\ 3 \text{ моль} & & 2 \text{ моль} & & 1 \text{ моль} \end{array}$$

Задание. Остальной расчёт сделайте самостоятельно.

Задачи для самостоятельного решения

88. Какой объем этилена можно получить из **92** граммов спирта? Выход составляет **80%** от теоретически возможного количества.

89. Сколько граммов хлорвинила можно получить из **56** л ацетилена, если выход составляет **80%**?

90. 46 г глицерина обработали азотной кислотой. Рассчитайте массу полученного вещества, если выход составляет **40%**. Где применяется это вещество?

91. Из **56** л ацетилена получили **88** г этаналя. Рассчитайте выход в % от теоретически возможного.

92. Сколько граммов спирта нужно взять, чтобы получить **7,4** г этилформиата, что составляет **80%** от теоретического выхода?

93. При нагревании **2,84** г иодметана с **0,69** г натрия получено **179,2** мл углеводорода. Определить выход в % от теоретически возможного.

94. 184 г толуола прореагировали с **1,5** моль хлора в присутствии хлорида алюминия. Реакция протекала с выходом **90%** от теоретически возможного. Вычислить объём полученного газа, водный раствор которого не окрашивает раствор фенолфталеина.

95. При нагревании **28,75** мл алканола (ρ = **0,8** г/мл) с концентрированной серной кислотой, получили газ, который может присоединить **8,96** л водорода. Определить строение спирта, если выход газа составляет **80** %.

96. Какой объём **40** %-ного формалина с плотностью **1,1** г/мл можно получить из **48** мл метанола? Плотность спирта **0,8** г/мл. Выход **80** %.

97. Сколько граммов эфира можно получить при взаимодействии **30** г уксусной кислоты и **30** г этанола с выходом **30** %?

12+

Издание для дополнительного образования

Евгения Николаевна Френкель

ХИМИЯ. САМОУЧИТЕЛЬ.
Книга для тех, кто хочет сдать экзамены,
а также понять и полюбить химию. Элементы общей,
неорганической и органической химии

Подписано в печать 05.10.2016. Формат 84×108/32.
Усл. печ. л. 18,48. Тираж экз. Заказ №

Общероссийский классификатор продукции ОК-005-93,
том 2–953000, книги, брошюры.

ООО «Издательство АСТ»
129085, г. Москва, Звездный бульвар, д. 21, стр. 3, комн. 5

Макет подготовлен редакцией ПРАЙМ

Френкель Евгения Николаевна — автор многочисленных учебных пособий, разработала свою, оригинальную методику обучения, где главный упор делается не на зубрежку, а на понимание предмета, умение мыслить, сопоставлять, анализировать и делать выводы. Поэтому ее ученики за короткое время осваивают и усваивают то, что в школе изучают 2–3 года. Самоучителем автора уже воспользовались сотни людей, и не только в России.

Почему этот самоучитель так популярен:

- в книге есть множество схем химических реакций, которые позволяют быстро усвоить материал;
- текст построен так, что вы получаете информацию и сразу же выполняете задания в режиме «вопрос – ответ»;
- все задания взяты из сборников «Федерального института педагогических измерений» (ФГБНУ «ФИПИ»);
- после каждой главы даны упражнения и задачи, которые закрепляют ваши знания;
- для вашего удобства в конце книги приведены способы решения базовых задач по химии.

Методика, которая делает обучение увлекательным!

ISBN 978-5-17-099227-0
9 785170 992270